

3

KWASY I ZASADY
/PRZENOSZENIE PROTONÓW/

Zakres materiału do zajęć:

1. Elektrolity i dysocjacja elektrolityczna.
2. Stopień i stała dysocjacji.
3. Prawo rozcieńczeń Ostwalda.
4. Teoria kwasów i zasad wg Arrheniusa, Brönsteda i Lewisa.
5. Stała dysocjacji wody, iloczyn jonowy wody i pojęcie pH.
6. Wskaźnik pH.

Cel doświadczeń:

Wprowadzenie pojęć: elektrolit, dysocjacja elektrolityczna, stopień i stała dysocjacji, iloczyn jonowy, pH-wskaźniki pH oraz zapoznanie z prawem rozcieńczeń Ostwalda i teorią kwasów i zasad wg Arrheniusa, Brönsteda i Lewisa.

Pytania wprowadzające:

- Na czym polega istota wiązania jonowego?
- Jakim zjawiskom ulegają elektrolity w czasie ich stopienia lub rozpuszczenia w rozpuszczalnikach polarnych?
- Podać różnicę między roztworem elektrolitów i nieelektrolitów:
 - a) stała ebullioskopowa
 - b) Stała krioskopowa

1. ELEKTROLITY I DYSOCJACJA ELEKTROLITYCZNA

Elektrolity - to substancje, które rozpuszczone w wodzie /bądź w innych polarnych rozpuszczalnikach/ rozpadają się na jony dodatnie lub ujemne, czyli ulegają dysocjacji. Stopniowe elektrolity, a także roztwory elektrolitów przewodzą prąd elektryczny. Spowodowane to jest ruchliwością już istniejących jonów bądź rozpadem na jony pod wpływem rozpuszczalnika.

Elektrolitami są więc substancje, które wykazują budowę jonową, a także liczne związki o wiązaniach atomowych /kowalencyjnych/ spolaryzowanych. W przypadku wiązań atomowych spolaryzowanych jony powstają dopiero wskutek oddziaływania cząsteczek z rozpuszczalnikiem polarnym /przejście wiązania atomowego w jonowe/.

Elektrolity mogą być w roztworach zdysocjowane całkowicie lub częściowo.

W celu ilościowego charakteryzowania mocy elektrolitu wprowadzono tzw. **stopień dysocjacji** (α), tj. stosunek liczby cząsteczek zdysocjowanych (N_z) do liczby cząsteczek wprowadzonych (N_w):

$$\alpha = \frac{N_z}{N_w}$$

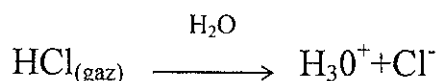
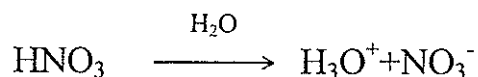
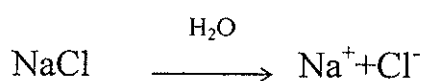
Elektrolity dzielimy na:

- mocne
- słabe

Roztwory elektrolitów mocnych są to roztwory substancji praktycznie całkowicie zdysocjowanych, które wykazują znacznie przewodnictwo elektryczne, zmieniające się niewiele w miarę rozcieńczania roztworu. Ich stopień dysocjacji wynosi 1 lub jest bliski jedności. Do elektrolitów mocnych

zaliczmy prawie wszystkie sole, część kwasów nieograniczonych (HCl, HNO₃, HClO₄, HI, H₂SO₄, rozcieńczony HBr, HMnO₄), wodorotlenki litowców, berylowców.

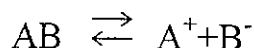
Dysocjację elektrolitów mocnych traktujemy jako nieodwracalną. /Dla reakcji nieodwracalnych nie piszemy stałej dysocjacji. W przypadku związków jonowych działanie rozpuszczalnika polega na zniszczeniu sieci krystalicznej i uwolnieniu jonów do roztworu. Jony w roztworach ulegają solwatacji (np. hydratacji)/.



Roztwory elektrolitów słabych są w małym stopniu zdysocjowane, a dysocjacja ta wzrasta w miarę rozcieńczania roztworu. Wykazują one niewielkie przewodnictwa równoważnikowe, znacznie wzrastające w miarę rozcieńczenia.

Do elektrolitów słabych zaliczmy część kwasów nieograniczonych /stężony H₂SO₄, HCN, H₂S/, zasad nieograniczonych /roztwór amoniaku, część wodorotlenków dwu- i trójwartościowych, hydrazyna/, kwasów i zasad organicznych /z wyjątkiem kwasów sulfonowych i szczawiowego/ - ulegają w roztworach częściowej dysocjacji na jony. Roztwory elektrolitów słabych oprócz jonów zawierają zawsze cząsteczki niezdisocjowane. W roztworze słabego elektrolitu ustala się stan równowagi, w którym to liczba cząsteczek rozpadających się w jednostce czasu jest równa liczbie cząsteczek

powstających w wyniku łączenia się jonów /słaby elektrolit o wzorze ogólnym AB ulega dysocjacji wg równania

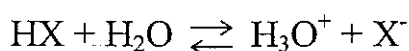


reakcja odwracalna, podlega prawu działania mas/.

Nieelektrolity to substancje, które w roztworach i w stanie stopionym nie przewodzą prądu elektrycznego - nie ulegają dysocjacji. Do nieelektrolitów należy większość związków organicznych np. cukier, eter, chloroform, toluen, alkohol oraz ze związków nieorganicznych np. woda destylowana, skroplone gazy.

2. STOPIEŃ I STAŁA DYSOCJACJI

Miara mocy kwasu /zasady/ jest jego stała dysocjacji /która może być oznaczona symbolami K_{dys} , K_{HX} , K_{kw} /. Wielkość ta lepiej charakteryzuje moc elektrolitów aniżeli stopień dysocjacji, ponieważ nie zależy od stężenia lecz wyłącznie od temperatury i natury rozpuszczalnika. Wielkość tę można wprowadzić rozważając dysocjację słabego kwasu w rozcieńczonym roztworze wodnym:



W stanie równowagi zgodnie z prawem działania mas:

$$K'_w = \frac{[H_3O^+] [X^-]}{[HX] [H_2O]}$$

W roztworze rozcieńczonym stężenie $[H_2O]$ można przyjąć za stałe i napisać równanie w postaci:

$$K_{kw} = K'_w \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] [X^-]}{[HX]}$$

Im mniejsze jest K_{kw} tym słabszy jest odpowiadający jej kwas. Np. $K_{CH_3COOH} = 1,74 \cdot 10^{-5}$ a $K_{HCOOH} = 1,5 \cdot 10^{-4}$

Stałe dysocjacji są wielkościami charakterystycznymi dla słabych elektrolitów.

Miarą procesu dysocjacji jest również stopień dysocjacji (α), który określa jaka część ogólnej liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu znajduje się w nim w postaci jonów.

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \text{lub w procentach} \quad \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

gdzie: n - oznacza liczbę cząsteczek zdysocjowanych

N - całkowitą /początkową/ liczbę cząsteczek.

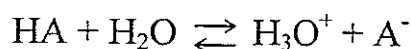
Wartość stopnia dysocjacji jest mniejsza lub równa jedności / $\alpha \leq 1$ /.

Liczbowa wartość stopnia dysocjacji zależy od: rodzaju elektrolitu i rodzaju rozpuszczalnika /od wartości stałej dielektrycznej/, stężenia roztworu /wzrasta wraz z rozcieńczeniem/, temperatury /tylko nieznacznie/, obecności innych elektrolitów w roztworze.

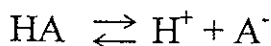
3. PRAWO ROZCIĘCZEŃ OSTWALDA

Związek między stopniem, a stałą dysocjacji ujmuje ogólnie tzw. prawo rozcieńczeń Ostwalda.

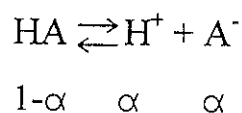
Rozważmy proces dysocjacji słabego kwasu HA o początkowym stężeniu $c \text{ mol/dm}^3$



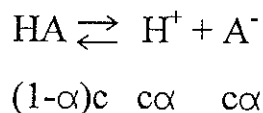
Jeśli pominiemy hydrolizę protonu możemy napisać:



Dla 1 mola kwasu HA, którego stopień dysocjacji jest równy α mamy:



Dla dowolnego stężenia kwasu HA wynoszącego c mol/dm³ otrzymujemy



Z c moli HA zdysocjowanego w stopniu α powstaje $c\alpha$ moli H^+ i tyle samo A^- . Reszta kwasu, w ilości $(1-\alpha)c$ moli, pozostaje w stanie niezdisocjowanym. Po podstawieniu podanych wartości do równania na stałą dysocjacji otrzymujemy

$$K_{\text{HA}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{(1-\alpha)c} = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha}$$

$$K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot c$$

Wzór powyższy wyraża prawo rozcieńczeń Ostwalda.

W przypadku elektrolitów słabych wartość stopnia dysocjacji jest bardzo mała, tzn. $(1-\alpha) \approx 1$, czyli:

$$K = c\alpha^2 \text{ albo } \alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

Prawo rozcieńczeń Ostwalda słuszne jest jedynie w przypadku roztworów elektrolitów słabych i bardzo rozcieńczonych.

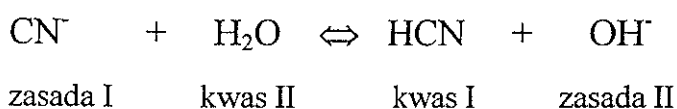
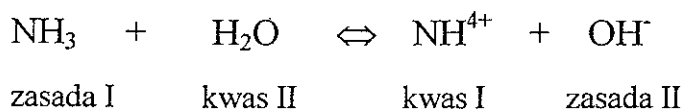
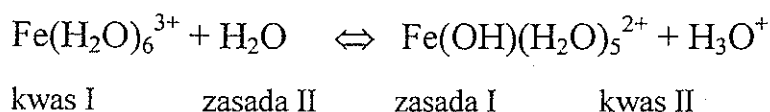
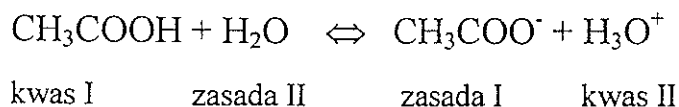
4. TEORIA KWASÓW I ZASAD WG ARRHENIUSA, BRÖNSTEDA I LEWISA

Najstarszą definicją kwasu i zasady jest teoria Arrheniusa, która zakłada, że kwasy to związki o wzorze HX i że w procesie dysocjacji elektrolitycznej dysocjują na H^+ i X^- / X^- może zawierać wodór zdolny do dysocjacji i być również kwasem/, ich roztwory mają kwaśny smak, barwią lakmus na czerwono, w reakcji z niektórymi metalami wydzielają wodór. Zasadami zaś są związki o wzorze ogólnym MeOH, które dysocjują tworząc Me^+ i OH^- . Ponieważ z kwasu powstają jony H^+ , a z zasad jony OH^- , to zasadą można zobojętnić kwas, tworząc wodę i sól MeX.

Teoria ta odnosi się wyłącznie do roztworów wodnych, a liczne związki określane w tym rozpuszczalniku jako kwasy lub zasady radykalnie zmieniają swój charakter w innych środowiskach.

Obecnie powszechnie stosowaną definicję kwasów i zasad zaproponowali Brönsted i Lowry /jest to tzw. protonowa teoria kwasów i zasad/. Zaletą tej teorii jest uwydatnienie roli rozpuszczalnika, a więc rozszerzenie jej również na roztwory niewodne. Kwas definiowany jest jako cząsteczka, która wykazuje zdolność do odszczepiania protonów /protonodawcy/ zaś zasady to związki chemiczne zdolne do przyłączania protonu /protonobiorcy/. Uogólniając, każda cząsteczka odszczepiająca proton (HX) przekształca się w jon X^- , który może następnie przyłączyć proton tworząc HX.

Tak więc każdemu kwasowi odpowiada zasada, tworzą więc one sprzężoną parę kwas-zasad. W myśl tej teorii kwasami lub zasadami mogą być zarówno obojętne cząsteczki, jak i jony /kationy bądź aniony/, a w równaniach reakcji kwasowo-zasadowych występują sprzężone pary kwasów i zasad:



Przy określaniu mocy kwasów i sprzężonych z nimi zasad uwydatnia się pewna ogólna prawidłowość: mocne kwasy są sprzężone ze słabymi zasadami i odwrotnie, z mocnymi zasadami sprzężone są słabe kwasy.

Ponieważ rozpuszczalniki wykazują różne powinowactwo do protonów zmienia się moc kwasu bądź zasady w zależności od rodzaju rozpuszczalnika (np. w bezw. HCOOH chlorowódz jest słabym kwasem, natomiast w wodzie - mocnym, słabe zasady w wodzie np. : mocznik stają się w bezw. HCOOH mocną zasadą/.

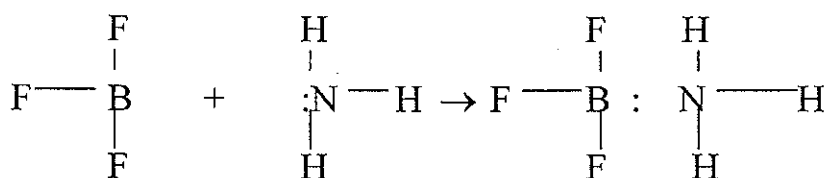
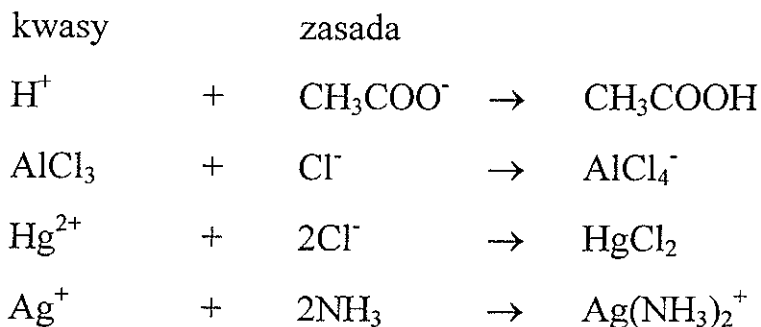
Stosuje się jeszcze jedną definicję kwasów i zasad podaną przez Lewisa.

W ujęciu Lewisa reakcja kwas - zasada jest reakcją chemiczną, w wyniku której powstaje wiązanie koordynacyjne, przy czym atom, cząsteczkę lub jon dostarczający pary elektronowej /donor pary elektronowej/ nazywamy zasadą a atom, cząsteczkę lub jon przyjmujący parę elektronową /akceptor pary elektronowej/ nazywamy kwasem.

Wszystkie substancje, które są kwasami lub zasadami w ujęciu protonowej teorii, są również kwasami lub zasadami w teorii Lewisa. Według teorii protonowej HCl jest kwasem, bo oddaje proton. W teorii elektronowej nie tyle HCl, ile jon H^+ jako akceptor pary elektronowej jest kwasem. W

protonowej teorii NH_3 jest zasadą bo przyłącza proton, w teorii elektronowej związek ten jest zasadą, bo jest donorem pary elektronowej. Wiele reakcji, które nie są reakcjami kwasowo-zasadowymi w teorii protonowej, są nimi w teorii Lewisa.

Przykłady kwasów i zasad według Lewisa:



5. ILOCZYN JONOWY WODY, STAŁA DYSOCJACJI I POJĘCIE PH

Woda w minimalnym stopniu ulega dysocjacji /autodysocjacji/:



/gdzie $\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$ /

Wyrażenie na stałą równowagi tej reakcji, zgodnie z zasadami omówionymi wcześniej, ma postać:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Stężenia $[\text{H}^+]$ i $[\text{OH}^-]$ są tak małe w porównaniu ze stężeniem niezdisocjowanej wody, że nawet wielokrotne ich zwiększenie lub

zmniejszenie praktycznie nie zmienia stężenia niezdysocjowanej wody. Bez obawy popełnienia błędu możemy wartość $[H_2O]$ przyjąć za stałą i napisać:

$$K_w = K \cdot [H_2O] = [H^+] [OH^-]$$

Wielkość K_w otrzymana przez pomnożenie dwóch stałych: K i $[H_2O]$ nosi nazwę **iloczynu jonowego wody**.

Stężenie $[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55,5 \text{ mol/dm}^3$, gdyż 1 dm^3 wody ma masę 1000g , a masa molowa $H_2O = 18\text{g/mol}$. Wobec tego

$$K_w = K[H_2O] = [H^+] [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Z równania reakcji autodysocjacji i z iloczynu jonowego wody (K_w) wynika, że w czystej wodzie: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

W roztworach:

$$\text{obojętnych } [H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{kwaśnych } [H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{zasadowych } [H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Posługiwanie się małymi stężeniami jonów jest niewygodne, przyjęto wyrażać stężenia jonów $[H_3O^+]$ w tzw. Skali pH /wykładnik stężenia jonów wodorowych/

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

pH jest to ujemny logarytm dziesiętny molowego stężenia jonów wodorowych

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

ujemny logarytm stężenia jonów OH^- jest nazywany pOH roztworu

Między pH roztworu i pOH zachodzi zależność:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

W praktyce określa się odczyn roztworu przez podawanie wartości pH. W czystej wodzie stężenie jonów H^+ równa się stężeniu jonów OH^- i wynosi:

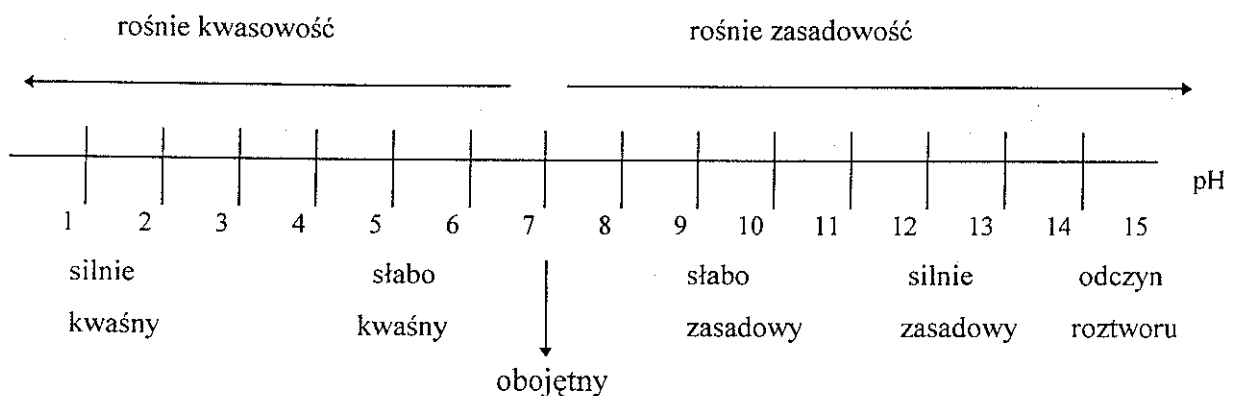
$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

zatem

$$pH = -\log 10^{-7} = 7$$

W roztworze kwaśnym $[H^+] > [OH^-]$ i pH przyjmuje wartości mniejsze od 7. Roztwory słabych kwasów wykazują pH rzędu 3-6.

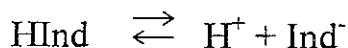
Roztwory zasad charakteryzuje zależność: $[H^+] < [OH^-]$ i pH jest większe od 7



6. WSKAŹNIKI PH

Do określenia przybliżonego pH roztworu są używane wskaźniki /indykatory/ oraz tzw. papierki wskaźnikowe, czyli paski bibuły nasyczone odpowiednimi wskaźnikami.

Wskaźniki /odpowiednie barwniki/ to słabe zasady ($IndOH$) bądź kwasy ($HInd$) organiczne, których jony mają inne zabarwienie niż cząsteczki niezdysojowane. Jako słabe kwasy muszą spełniać następujący warunek:



Należy pamiętać, że kation H^+ występuje w wodzie w postaci jonu hydroniowego (H_3O^+).

$$K_{HInd} = \frac{[H^+][Ind^-]}{[HInd]} \text{ lub } \frac{[Ind^-]}{[HInd]} = \frac{[K_{HInd}]}{[H^+]}$$

Z przedstawionej zależności wynika, że stosunek $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}]$ jest odwrotnie proporcjonalny do stężenia $[\text{H}^+]$ w roztworze. Ponieważ cząsteczki $[\text{Ind}^-]$ i $[\text{HInd}]$ mają różne zabarwienia, to kolor zależy od cząsteczki występujących w nadmiarze /jeżeli stosunek stężeń $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}] > 10$ - widoczna jest barwa jonów wskaźnika, $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}] < 0,1$ - widoczna jest barwa formy niezdysocjowanej, $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}]$ jest zawarty między 0,1 a 10 - widoczna jest barwa wskaźnika/. W roztworach o dużym stężeniu jonów $[\text{H}^+]$ przeważa cząsteczka $[\text{HInd}]$ zaś przy małym stężeniu $[\text{H}^+]$ przeważa $[\text{Ind}^-]$.

Przedział pH, w którym zachodzą widoczne zmiany barwy wskaźnika nazywa się zakresem wskaźnika.

W tabeli zamieszczam zakresy wskaźnikowe stosowanych w ćwiczeniach wskaźników.

Wskaźnik	Zakres wskaźnikowy pH	Barwy skrajne
Zieleń malachitowa	0,1 - 1,8	żółta zielononiebieska
Błękit bromofenylowy	3,0 - 4,6	żółta niebieska
Oranż metylowy	3,1 - 4,4	czerwona żółta
Czerwień alizarynowa S	3,7 - 5,2	żółta czerwona
Fenoloftaleina	8,3 - 10,0	bezbarwna purpurowa

Ćwiczenie 1

Przewodzenie prądu jako kryterium podziału substancji na elektrolity /mocne, słabe/ i nieelektrolity.

Sprzęt

Zlewka szklana, dwie elektrody, źródło prądu stałego /24V/, przewody, papierak lakmusowy.

Odczynniki

Woda destylowana i z kranu, toluen, roztwór NaCl, gliceryna CH_3COOH 2mole/dm^3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 2mole/dm^3 , roztwór cukru, H_2SO_4 mol/dm^3 .

Wykonanie:

Oceńić względne przewodzenie prądu każdej z badanych substancji oraz sprawdzić odczyn roztworu papierkiem lakmusowym, wpisać odczytane pH do tabeli

Oznaczenia do tabeli: przewodzi prąd dobrze (+)

przewodzi prąd słabo (-+)

nie przewodzi prądu (-)

Badany roztwór	pH	Obserwacje	Wniosek
woda destylowana			
woda z kranu			
toluen			
NaCl mol/dm^3			
gliceryna			
gliceryna + H_2O /1+1 dest./			
CH_3COOH 2mole/dm^3			
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 2mole/dm^3			
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 2mole/dm^3 + CH_3COOH 2mole/dm^3			
roztwór cukru mol/dm^3			
H_2SO_4 mol/dm^3			

Na podstawie obserwacji wyciągnąć wnioski:

- jakie jest kryterium przynależności danej substancji do elektrolitów bądź też do nieelektrolitów?
- dłaczego rozcieńczony H_2SO_4 lepiej przewodzi prąd od stężonego H_2SO_4 ?

c) dlaczego roztwór CH_3COOH przewodzi słabo prąd, a po dodaniu $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ przewodnictwo znacznie wzrasta?

Ćwiczenie 2

Badanie wpływu temperatury na dysocjację

Sprzęt

Zlewka szklana, dwie elektrody, źródło prądu stałego /24V/, przewody, łożnia wodna, termometr.

Odczynniki

Roztwór HgCl_2 o $c=0,1 \text{ mola/dm}^3$.

Wykonanie:

Zbadać przewodzenie prądu roztworu HgCl_2 o stężeniu $0,1 \text{ mola/dm}^3$ w temperaturze pokojowej 50°C , 80°C

Zanotować obserwacje i sformułować wniosek.

Ćwiczenie 3

Zależność stopnia dysocjacji od stężenia

Sprzęt

2 probówki, pipeta, wkrapłacz, papierek lakmusowy

Odczynniki:

CH_3COOH o $c=1 \text{ mol/dm}^3$, $c=0,01 \text{ mola/dm}^3$, błękit bromofenolowy, zieleń malachitowa, czerwień alizarynowa S.

Wykonanie:

a) do dwóch probówek odmierzyć po ok. 5 cm^3 CH_3COOH o $c=1 \text{ mol/dm}^3$, do jednej dodać 2 krople błękitu bromofenolowego, a do drugiej taką samą ilość zieleni malachitowej. Zawartość probówki wymieszać, zapisać barwy.

b) do dwóch probówek odmierzyć po ok. 5 cm³ CH₃COOH o c=0,01 mola/dm³, do jednej dodać 2 krople błękitu bromofenolowego a do drugiej taką samą ilość czerwieni alizarynowej S. Wymieszać, zapisać barwy.

Roztwór CH ₃ COOH	Barwa roztworu			Odczytane pH
	z błękitem bromofenolowym	z czerwienią alizarynową S	z zielenią malachitową	
1 mol/dm ³				
0,01 mol/dm ³				

Dokładne stężenie jonów [H₃O⁺] zmierzyć papierkiem lakmusowym.

Znając stężenie użytego kwasu octowego w obu przypadkach oraz stężenie jonów wodorowych /które należy wyliczyć z odczytanego pH/. Obliczyć jaka część kwasu ulega dysocjacji /stopień dysocjacji $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{c}$ / na jony w roztworze kwasu octowego o stężeniu 1 mol/dm³ i 0,01 mola/dm³. Stopień dysocjacji wyrazić w procentach.

Obliczyć dla obu przypadków wartość stałej dysocjacji /stosując prawo rozcieńczeń Ostwalda; $K = \alpha^2 \cdot c$ /.

Dane uzyskane z obliczeń umieścić w tabeli, podać wnioski wpływające z wykonanych obliczeń.

Tabela pomiarów i wyników:

Całkowite stężenie kwasu	pH	[CH ₃ COO ⁻] i [H ⁺]	[CH ₃ COOH]	Stopień dysocjacji	Stała dysocjacji
CH ₃ COOH mol/dm ³					
CH ₃ COOH 0,01 mol/dm ³					

Ćwiczenie 4

Wpływ soli słabego kwasu i mocnej zasady na dysocjację słabego kwasu

Sprzęt:

2-probówki, wkraplacz, bagietka

Odczynniki:

CH_3COOH o $c=0,1 \text{ mola/dm}^3$, oranż metylowy, stały CH_3COONa

Wykonanie:

Do 2 probówek wprowadzamy 10 kropli CH_3COOH o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ i 1 kroplę wskaźnika oranżu metylowego.

Do jednej z nich wrzucamy kilka kryształków CH_3COONa i mieszamy. Porównać zabarwienie wskaźnika w obu przypadkach /jony H^+ powodują czerwone zabarwienie oranżu metylowego/.

■ Napisać równanie reakcji dysocjacji CH_3COOH i stałą dysocjacji



■ Jak przesuwają się równowaga dysocjacji CH_3COOH po dodaniu



Ćwiczenie 5

Wpływ soli słabej zasady i mocnego kwasu na dysocjację słabej zasady

Sprzęt:

2 probówki, wkraplacz

Odczynniki:

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ o $c = 0,1 \text{ mola/dm}^3$, fenoloftaleina, stały NH_4Cl

Wykonanie:

Do 2 probówek wprowadzić 10 kropli $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ o $c = 0,1 \text{ mola/dm}^3$ i 1 kroplę fenoloftaleiny.

Do 1 probówki dodać kilka kryształków NH_4Cl , wymieszać.

Porównać zabarwienie w obu przypadkach /jony OH^- powodują różowe zabarwienia/ - zanotować obserwacje.

- Napisać równanie reakcji dysocjacji $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i stała dysocjacji $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Jak przesuwa się równowaga dysocjacji wody amoniakalnej po dodaniu do badanej próbówki NH_4Cl ?

ZADANIA I PYTANIA SPRAWDZAJĄCE:

1. Napisać równania reakcji dysocjacji /w wodzie/ wg teorii Brönsted'a.

a) dla HCl, HCN, H₂SO₄ /obie/, HNO₃, NH₃ zaznaczyć, który z reagentów jest kwasem, a który zasadą i określić ich przybliżoną moc.

b) uzupełnić następujące równania reakcji, podając jednocześnie, który z reagentów jest kwasem, a który zasadą i określić ich moc:



2. Obliczyć stężenie jonów wodorowych w 0,1 mol/dm³ roztworze kwasu octowego, jeśli $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$

3. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu octowego w roztworze 0,1 mol/dm³, jeśli przez dodanie pewnej ilości mocnego kwasu zwiększono w tym roztworze stężenie jonów wodorowych do 0,1 mola w dm³.

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

4. Obliczyć stężenie FeCl₃ w roztworze, jeżeli stopień dysocjacji FeCl₃ wynosi 100%, a stężenie jonów Cl⁻ jest 0,189 mol/dm³.

5. Roztwory posiadają następujące stężenia jonów wodorowych i wodorotlenkowych:

a) $[\text{H}^+] = 3,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$

b) $[\text{OH}^-] = 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

Obliczyć pH i określić, który z roztworów jest bardziej zasadowy.

6. Stopień dysocjacji kwasu cyjanowodorowego w 0,01 molowym roztworze wynosi 0,0268%. Obliczyć stałą dysocjacji HCN.
7. Obliczyć pH i pOH roztworu $\text{Ca}(\text{OH})_2$ o stężeniu $0,0001 \text{ mol/dm}^3$ zakładając całkowitą jego dysocjację.
8. Obliczyć wartość stężenia jonów wodorotlenowych, w roztworze którego pH jest równe 13,40.
9. Obliczyć stężenie jonów wodorowych i stopień dysocjacji w roztworze HClO o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$. $K_{\text{HClO}} = 4,30 \cdot 10^{-8}$. Jak zmieni się stężenie jonów wodorowych i stopień dysocjacji po dwudziestokrotnym rozcieńczeniu roztworu?
10. Wykładnik stężenia jonów wodorowych w 0,15 molowym roztworze kwasu octowego 2,79. Oblicz wartość stałej dysocjacji kwasu octowego.

LITERATURA:

1. Lipiec T., Szmal Z. - Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej. Wyd. IV, 1988.
2. Minczewski J., Marczenko Z. - Chemia analityczna. TOM 1 /Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa/, Wyd. IV, 1985.
3. Bielański A. - Podstawy chemii nieorganicznej, PWN, 1987.
4. Drapała T. - Chemia ogólna nieorganiczna, PWN, 1986.
5. Pauling L., Pauling P - Chemia, PWN, Wyd. II, 1989.
6. Pajdowski L. - Chemia ogólna, PWN, Wyd. VI, 1982.