

WYZNACZANIE STAŁEJ DYSOCJACJI SŁABEGO KWASU ORGANICZNEGO

CEL ĆWICZENIA

Poznanie podstawowych zagadnień teorii dysocjacji elektrolitycznej i problemów związanych z właściwościami kwasów i zasad oraz jedną z metod oznaczania stałej dysocjacji słabego kwasu organicznego.

Zakres obowiązującego materiału

Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity słabe i mocne. Solwatacja. Stała i stopień dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Dysocjacja kwasów wieloprotonowych. Autodysocjacja. Iloczyn jonowy wody. Pojęcie pH. Teorie kwasów i zasad. Rozpuszczalniki. Prawo działania mas. Stałe równowagi chemicznej. Reakcje odwracalne. Sens fizyczny stałej dysocjacji. Bufory i zasada ich działania.

Literatura

- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna" t. 1, 2, PWN, 2009.
- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2009.

Sprzęt:

3 kolby miarowe – 50 cm³
3 zlewki - 100 cm³
2 zlewki - 50 cm³
pH -metr
elektroda kombinowana + uchwyt
biureta ze statywem i uchwytem
mieszadło magnetyczne + mieszadełko
tryskawka
bibuła do osuszania elektrody

Odczynniki:

kwas organiczny (0,1 mol/dm³)
-od prowadzącego ćwiczenie
bufory pH=4,01 i 9,22
NaOH (0,1 mol/dm³)
papier milimetrowy (3 arkusze)

UWAGA!!

Elektroda szklana lub kombinowana stosowana do pomiarów aktywności jonów wodorowych jest urządzeniem delikatnym i drogim. Biorąc pod uwagę powyższe fakty należy obchodzić się z nią bardzo ostrożnie.

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Do trzech kolbek miarowych na 50 cm³ wlewamy po 5 cm³ roztworu kwasu organicznego o stężeniu 0,1 mol/dm³ (otrzymanego od prowadzącego ćwiczenie) i dopełniamy wodą destylowaną do kreski. Tak przyrządzone roztwory przelewamy w całości do zlewek na 100 cm³. Zlewkę umieszczamy na mieszadle magnetycznym (pamiętamy o umieszczeniu w zlewce

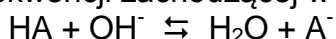
mieszadła magnetycznego). Biuretę napełniamy $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworem NaOH. Korzystając z pomocy prowadzącego ćwiczenie, kalibrujemy pH-metr stosując bufony wzorcowe (każdorazowe przeniesienie elektrody z jednego roztworu do innego wymaga dokładnego przemycia jej wodą destylowaną i osuszenia za pomocą bibuły). Po skalibrowaniu pH-metru elektrodę umieszczamy w roztworze badanego kwasu tak, aby uniknąć jej zniszczenia przez wirujące mieszadło. Włączamy mieszadło i odpowiednio regulujemy szybkość mieszania w celu wyeliminowania rozpryskiwania się cieczy. Mierzmy i zapisujemy wartość pH roztworu wyjściowego, a następnie dodajemy z biurety porcjami po $0,5 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH. Po dodaniu każdej porcji i ustaleniu równowagi (stałe wskazania pH-metru) odczytujemy wartość pH miareczkowanego roztworu, a wyniki zapisujemy w poniższej tabeli. W przedziale "skoku" na krzywej miareczkowania tj. w obszarze szybkich zmian wartości pH, zagęszczamy punkty pomiarowe dodając roztwór NaOH mniejszymi porcjami (po $0,2 \text{ cm}^3$). Doświadczenie kończymy po dodaniu 8 – 10 cm^3 tego roztworu. Miareczkowanie powtarzamy 2-krotnie (razem 3 miareczkowania). Z uzyskanych punktów wykreślamy krzywą miareczkowania będącą wykresem zależności pH od objętości dodawanego czynnika miareczkującego (roztworu zasady).

OBSERWACJE I WYNIKI

Objętość NaOH [cm^3]	Odczytana wartość pH		
	I	II	III
0			
0,5			
1,0			
1,5			
2,0			
▪			
▪			
▪			

OPRACOWANIE WYNIKÓW

Dla zrozumienia celowości powyżej opisanych operacji, jak i ich poprawnego wykonania ważne jest zrozumienie zachodzących w miareczkowanym układzie procesów. Zakładamy, że początkowo tzn. przed dodaniem roztworu zasady (gdy $v=0$) badany kwas występuje całkowicie w formie niezdysocjowanej [HA]. Dodając do tego roztworu zasadę $[OH^-]$ powodujemy wzrost wartości pH roztworu i zmniejszenie stężenia niezdysocjowanych cząsteczek kwasu [HA], przy jednoczesnym wzroście stężenia reszt kwasowych $[A^-]$ w konsekwencji zachodzącej w układzie reakcji zobojętniania:



Stałą dysocjacji kwasu, którą definiujemy jako stosunek iloczynu stężeń cząsteczek zdysocjowanych $[H^+]\cdot[A^-]$ do stężenia niezdysocjowanych cząsteczek kwasu [HA], zapisujemy następującym równaniem:

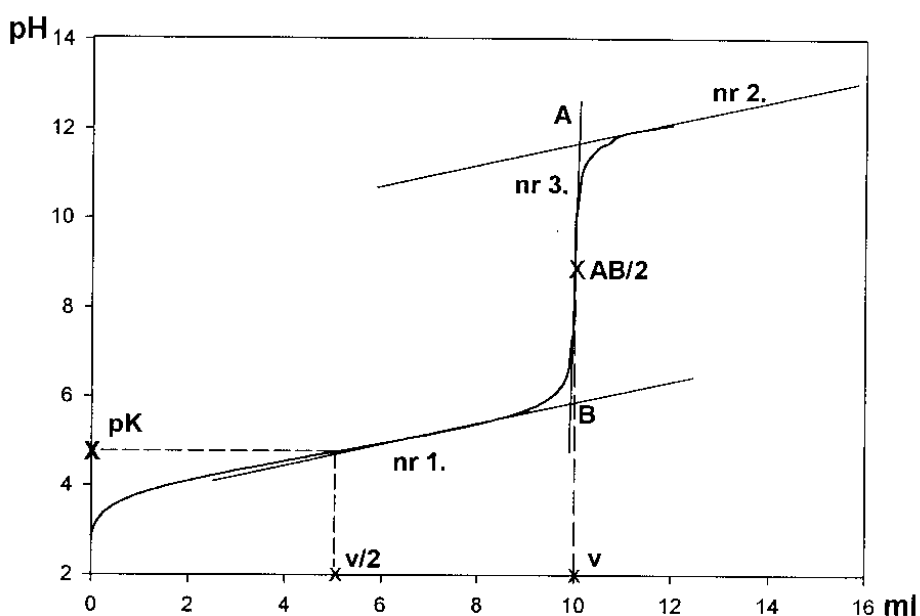
$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Po zobojętnieniu połowy kwasu liczba cząsteczek niezdysocjowanych [HA] jest równa liczbie cząsteczek kwasu, które uległy dysocjacji $[A^-]$. Możemy więc napisać, że $[HA]=[A^-]$. Wobec tego równanie na stałą dysocjacji kwasu po uproszczeniu możemy zapisać:

$$K=[H^+]$$

Po zlogarytmowaniu tego równania ($pK=pH$) stanowić ono będzie podstawę oznaczania. Po wykonaniu miareczkowania z uzyskanych punktów wykreślamy krzywą miareczkowania, która jest wykresem zależności pH od objętości dodawanego czynnika miareczkującego (roztworu NaOH).

Przykładowa krzywa miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą.



W

celu

wyznaczenia punktu równoważnikowego kreślimy proste wzdłuż wszystkich trzech prostoliniowych odcinków krzywej miareczkowania. Rozpoczynamy od prostej nr 1, stycznej do dolnej części odcinka krzywej miareczkowania. Następnie prowadzimy prostą nr 2 wzdłuż górnego odcinka krzywej miareczkowania, w taki sposób, aby była ona równoległa do prostej nr 1. W tym momencie możemy przystąpić do wykreślenia trzeciej prostej. Prosta nr 3, styczna do środkowego odcinka naszej krzywej miareczkowania przetnie prostą nr 1 i 2. Punkt przecięcia z prostą nr 1 oznaczamy jako A natomiast punkt przecięcia z prostą nr 2 jako B. Punkty te wyznaczają odcinek AB. W połowie jego długości, na wykresie krzywej miareczkowania, należy oznaczyć punkt AB/2. Jest to punkt równoważnikowy, który odpowiada oddysocjowaniu całkowitej ilości kationów wodorowych kwasu. Rzutujemy ten punkt na oś rzędnych wyznaczając w ten sposób objętość (v) zasady potrzebnej do zmiareczkowania całkowitej ilości kwasu. Następnie znajdujemy punkt odpowiadający połowie wartości v i oznaczamy go na osi rzędnych jako $v/2$. Jest to objętość zasady potrzebna do zobojętnienia połowy kwasu. Zgodnie z przedstawionym powyżej wzorem będącym podstawą oznaczenia - w punkcie tym $pK=pH$, a zatem wartość odczytanego pH jest poszukiwaną wielkością pK i naszym końcowym wynikiem.

Zadanie 1

Na podstawie danych uzyskanych z pierwszego miareczkowania wykreśl krzywą miareczkowania i wyznaczysz wartość pK_1 dla badanego kwasu.

Zadanie 2

Na podstawie danych uzyskanych z drugiego miareczkowania wykreśl krzywą miareczkowania i wyznaczysz wartość pK_2 dla badanego kwasu.

Zadanie 3

Na podstawie danych uzyskanych z trzeciego miareczkowania wykreśl krzywą miareczkowania i wyznaczysz wartość pK_3 dla badanego kwasu.

Zadanie 4

Z wyników uzyskanych w zadaniu 1, 2 i 3 wylicz średnią wartość pK i na jej podstawie wyznacz wartość stałej dysocjacji badanego kwasu organicznego wiedząc, że $pK = -\log K$ czyli $K = 10^{-pK}$

$pK_1 = \dots\dots\dots$

$pK_2 = \dots\dots\dots$

$pK_3 = \dots\dots\dots$

$pK_{sr} = \dots\dots\dots$

$K_{HA} = \dots\dots\dots$

Ocena za kolokwium

Ocena za raport

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego