

Miareczkowanie

Tutaj kliknij

[Alkacymetria - pojęcia ogólne](#)

[Zobojętnianie](#)

- mocny kwas - mocna zasada
- słaby kwas - mocna zasada
- mocny kwas - słaba zasada
- słaby kwas - słaba zasada

[Wskaźniki kwasowo-zasadowe](#)

[Miareczkowanie](#)

- miareczkowanie mocnej zasady mocnym kwasem
 - miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą
 - miareczkowanie słabego kwasu mocną zasadą
 - miareczkowanie słabej zasady mocnym kwasem
-

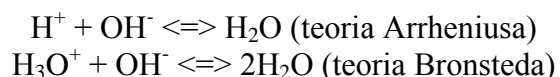
Alkacymetria

Nazwę alkacymetria utworzono przez połączenie dwóch słów: *alkalimetria*, czyli miareczkowanie mianowanymi roztworami zasad oraz *acydymetria*, czyli miareczkowanie mianowanymi roztworami kwasów. Metody alkacymetryczne nazywane są także metodami zobojętnienia, ponieważ opierają się one na reakcji zobojętnienia, czyli reakcji kwasu z zasadą, w wyniku której powstaje sól i woda.

Odwroćeniem reakcji zobojętnienia jest reakcja hydrolizy.

W przypadku reakcji kwasu jednowodorowego (HA) i jednowodorotlenowej zasady (MeOH) w roztworze wodnym, można zapisać schematycznie.

Jeżeli kwas i zasada są całkowicie zdysocjowane na jony, to podczas miareczkowania zachodzi reakcja zobojętnienia, która w istocie polega na łączeniu jonów wodorowych (hydroniowych), pochodzących od kwasów, z jonami wodorotlenowymi, pochodzącymi od zasad, w wyniku której tworzą się słabo zdysocjowane cząsteczki wody;



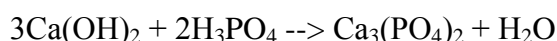
Kationy zasady Me^+ i aniony kwasu nie biorą udziału w reakcji i pozostają w roztworze nie zmienione.

Podczas miareczkowania, mianowane roztwory kwasu lub zasady wprowadza się do analizowanej próbki w takiej ilości, aby osiągnąć taki moment, w którym liczba milimoli (moli) dodanego odczynnika jest stechiometrycznie równa liczbie milimoli (moli) oznaczanego składnika w analizowanym roztworze.

Co to oznacza?

To oznacza, że wprowadzając mianowany roztwór do analizowanej próbki, dochodzimy do momentu kiedy reagenty występują w ilościach stechiometrycznych.

Przykład - reakcja zobojętniania $\text{Ca}(\text{OH})_2$ przez H_3PO_4



Znając objętość zużytego odczynnika miareczkującego, jego stężenie molowe oraz mając napisane zbilansowane równanie reakcji chemicznej możemy wykonać obliczenia, których celem może być oznaczenie;

- zawartości masy (mg, g) kwasu lub zasady w analizowanej próbce
- zawartości procentowej (%) kwasu lub zasady w analizowanej próbce
- wyznaczenie stężenia badanego roztworu

Zbilansowane równanie reakcji chemicznej w tym przypadku ma znaczenie równania matematycznego, podaje bowiem stosunki ilościowe pomiędzy reagującymi substratami i powstającymi w reakcji produktami.

Równoważnik chemiczny (gramorównoważnik) W celu wyeliminowania pisania zbilansowanych równań chemicznych, wprowadzono do stechiometrii reakcji kwas - zasada pojęcie *równoważnika chemicznego*.

Jeden równoważnik kwasu jest definiowany jako masa kwasu, w której zawarty jest jeden mol H^+ ; równoważnik zasady odpowiada masie zasady, w której zawarty jest jeden mol OH^- , lub która może przyłączyć jeden mol H^+ .

Specjalną jednostką stężenia stosowaną w alkacymetrii jest normalność (N), która określa liczbę równoważników kwasu lub zasady w 1 l roztworu. Roztwór 1 N zawiera 1 równoważnik kwasu lub zasady na 1 litr roztworu

Przykłady:

Kwasy 1 mol kwasu HCl ma masę 36,5 g. Ponieważ 1 mol HCl może dostarczyć 1 mol H^+ , 36,5 g jest 1 równoważnikiem. Dla HCl i wszystkich kwasów jednoprotonowych 1 mol jest równy 1 równoważnikowi.

1 mol kwasu H_2SO_4 zawiera 2 mole H^+ . Zgodnie z określeniem 2 mol H^+ jest równe 2 równoważnikom kwasu. Ponieważ 1 mol H_2SO_4 ma masę 98 g to 1 równoważnik w tym przypadku odpowiada masie 49 g.

Tutaj należy odnotować ważny fakt - równoważnik kwasów wieloprotonowych nie jest stały; np. dla H_3PO_4 może być równy molowi, jednej drugiej lub jednej trzeciej mola, zależnie od tego, czy jeden, dwa lub trzy atomy wodoru są zdolne do udziału w rozpatrywanej reakcji. Na przykład w reakcji z NaOH produktami mogą być następujące sole; NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 ,

Na_3PO_4

Dlatego dla kwasów wieloprotonowych równoważniki należy obliczać dla konkretnej reakcji chemicznej.

Zasady 1 mol NaOH zawiera 1 mol OH^- . A więc 1 mol NaOH jest równy 1 równoważnikowi, co odpowiada masie 40 g.

Dla $\text{Ca}(\text{OH})_2$ zaś normalność roztworu jest równa podwojonej molowości.

Na podstawie przedstawionych przykładów widzimy, że faktycznie posługiwanie się w analizie miareczkowej równoważnikiem chemicznym pozwala wyeliminować pisanie równań bilansowych reakcji chemicznych. Dzieje się tak dlatego, ponieważ tego rodzaju informacja jest zawarta w określeniu równoważnika i pozwala nam na przyjęcie następującego twierdzenia.

Jeden równoważnik dowolnego kwasu reaguje z jednym równoważnikiem dowolnej zasady.

Oznaczając w obecności wskaźnika, np. lakmusu, względne objętości roztworów kwaśnych i zasadowych, które są równoważne, można obliczyć normalność jednego roztworu na podstawie znanej normalności drugiego roztworu. Potrzebna jest tylko informacja o liczbie zobojętniach jonów wodorowych H^+ , czyli o powstających produktach.

Może tutaj okazać się użyteczne zapamiętanie następującego równania.

$$V_1C_1 = V_2C_2$$

gdzie: V_1 jest objętością roztworu o normalności C_1 , a V_2 jest objętością roztworu o normalności C_2

Obecnie po wprowadzeniu układu SI, pojęcie równoważnika chemicznego nie jest zalecaną wielkością, ale z uwagi na wygodę, myślę że jest warta zainteresowania i praktycznego wykorzystania w analizie miareczkowej.

Zobojętnianie

Jak już wspomniano metody alkacymetryczne opierają się na reakcji zobojętnienia, czyli reakcji kwasu z zasadą, w wyniku której powstaje sól i woda. Według definicji Arrheniusa reakcją zobojętnienia jest reakcją w której jon wodorowy H^+ kwasu reaguje z jonem wodorotlenowym OH^- zasady, tworząc wodę. W czasie reakcji znikają właściwości kwasowe i zasadowe.

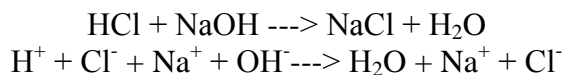


Tego terminu "zobojętnianie" nie należy rozumieć dosłownie, ponieważ tylko kwasy i zasady o zbliżonej mocy mogą utworzyć rzeczywiście obojętny roztwór. Ponadto reagenty muszą występować w ilościach stechiometrycznych. Możliwe są cztery możliwe przypadki reakcji kwasu z zasadą;

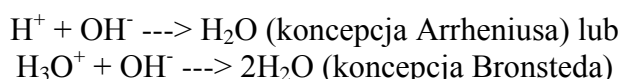
- mocny kwas - mocna zasada

- słaby kwas - mocna zasada
- mocny kwas - słaba zasada
- słaby kwas - słaba zasada

Reakcja mocnego kwasu z mocną zasadą Przykładem może być reakcja 1 mola kwasu solnego z 1 molem wodorotlenku sodowego.

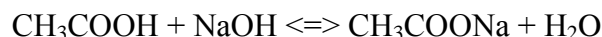


Ponieważ Na^+ i Cl^- występują po obu stronach równania, można je opuścić i otrzymać równanie.

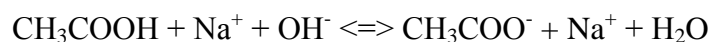


Po zmieszaniu stechiometrycznych ilości mocnego kwasu i mocnej zasady otrzyma się formalnie roztwór soli oraz wodę. Sól która powstała w reakcji mocnego kwasu i mocnej zasady nie ulega hydrolizie. Odczyn roztworu jest obojętny ($\text{pH} = 7$)

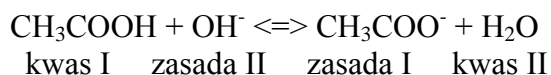
Reakcja słabego kwasu z mocną zasadą Całkiem inny efekt reakcji zobojętnienia otrzymamy, gdy 1 mol kwasu octowego reaguje z 1 molem wodorotlenku sodowego. Otrzymany roztwór nie jest obojętny, lecz słabo zasadowy.



Czyli w tym przypadku nie uzyskaliśmy tego co ogólnie nazwaliśmy "zobojętnieniem". Dzieje się tak dlatego, ponieważ w reakcji powstaje sól, która ulega reakcji hydrolizy. Wynikiem tej reakcji jest nadanie roztworowi odczynu zasadowego. Zasadowy odczyn roztworu jest spowodowany powstaniem dodatkowych ilości OH^- w reakcjach. Przebieg reakcji chemicznej przedstawia poniższe równanie



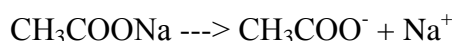
Ponieważ jony sodowe nie uczestniczą realnie w reakcji, więc powyższe równanie możemy zapisać w postaci



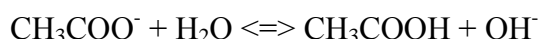
W napisanej reakcji zgodnie z teorią Bronsteda uczestniczą dwa słabe kwasy (kwas octowy i woda). Po zmieszaniu roztworów zawierających stechiometryczne ilości kwasu CH_3COOH i zasady NaOH ustali się stan równowagi, w którym stężenie jonów wodorotlenowych będzie większe niż stężenie jonów wodorowych (pochodzących wyłącznie z dysocjacji cząsteczek wody) - odczyn otrzymanego roztworu będzie zasadowy ($\text{pH} > 7$).

Dlaczego $\text{pH} > 7$?

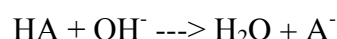
Do takich wniosków prowadzą rozważania dotyczące procesów przebiegających w roztworze otrzymanym przez rozpuszczenie octanu sodu. Sól ta jest elektrolitem mocnym i dlatego w roztworze dysocjuje całkowicie zgodnie z reakcją.



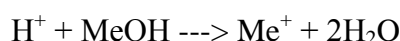
Jon sodowy nie uczestniczy w żadnej równowadze kwasowo-zasadowej, natomiast jon octanowy, będący zasadą Bronsteda, konkuruje z cząsteczkami wody o proton. Ustala się stan równowagi kwasowo-zasadowej a reakcji proton H^+ od bardzo słabego kwasu H_2O przechodzi do mocniejszej zasady CH_3COO^- tworząc słabo zdysocjowany kwas octowy oraz wolne jony wodorotlenowe. Roztwór ulega zalkalizowaniu.



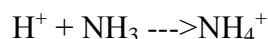
Ogólne równanie reakcji słabego kwasu z mocną zasadą jest następujące;



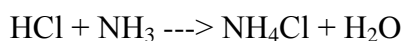
Reakcja mocnego kwasu ze słabą zasadą Dla reakcji chemicznej w której uczestniczy stechiometryczne ilości reagentów, odczyn roztworu jest kwasowy ($\text{pH} < 7$). Ogólne równanie reakcji chemicznej dla tego przypadku opisane jest równaniem.



gdzie MeOH oznacza słabą zasadę. Mało jest słabych zasad typu MeOH. Z znanych zasad należy tutaj wymienić zasady typu NH_3 . Równanie zobojętnienia dla tego typu zasady jest następujące;

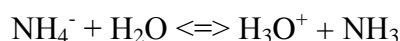


Przykładem jest reakcja kwasu solnego a amoniakiem.



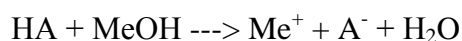
Dlaczego $\text{pH} < 7$?

Do takiego wniosku prowadzą rozważania dotyczące stanu równowagi w roztworze otrzymanym przez rozpuszczenie w wodzie soli NH_4Cl . Podobnie jak i w reakcji słabego kwasu z mocną zasadą, również i w tej reakcji ustala się równowaga kwasowo-zasadowa z udziałem jonu amonowego i wody.

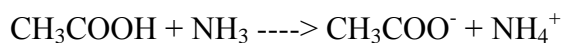


W tej reakcji część kationów soli ulega przekształceniu w niezdisocjowane cząsteczki słabej zasady i powstaje dodatkowa liczba jonów hydroniowych - stąd $\text{pH} < 7$.

Reakcja słabego kwasu ze słabą zasadą Równanie ogólne dla reakcji słabego kwasu i słabej zasady jest następujące.



Przykładem może być reakcja.



Na podstawie wcześniej opisanego procesu zobojętnienia wiemy, że w zależności od mocy kwasu i zasady moment kiedy reagenty przereagują w ilościach stechiometrycznych występuje przy różnych pH. I tak;

- dla reakcji mocnego kwasu z mocną zasadą - $\text{pH} = 7$
- dla reakcji słabego kwasu i mocnej zasady - $\text{pH} > 7$
- dla reakcji mocnego kwasu i słabej zasady - $\text{pH} < 7$
- dla reakcji słabego kwasu i słabej zasady - $7 > \text{pH} > 7$ (w zależności od tego, który z substratów przeważa)

Ogólnie można stwierdzić, że przy miareczkowaniu słabych kwasów mocnymi zasadami należy stosować wskaźniki, których zmiana barwy następuje przy wartościach $\text{pH} > 7$, np. fenyloftaleina. Przy miareczkowaniu słabych zasad mocnymi kwasami należy stosować wskaźniki zmieniające barwę przy wartości $\text{pH} < 7$, np. oranż metylowy, czerwień metylowa. Natomiast dla mocnych kwasów i mocnych zasad najlepsze są wskaźniki zmieniające barwy w granicach $3 < \text{pH} < 10$, np. lakmus, błękit bromotylowy (zmiany barwy odpowiednio w granicach 4,5 - 8,3 oraz 6,0 - 7,6).

Miareczkowanie

W oznaczeniach alkacymetrycznych można przeprowadzać;

- miareczkowanie mocnej zasady mocnym kwasem
- miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą
- miareczkowanie słabego kwasu mocną zasadą
- miareczkowanie słabej zasady mocnym kwasem

W każdym z tych przypadków, w miarę wprowadzania substancji miareczkującej, w roztworze zachodzą zmiany stężenia jonów wodorowych lub wodorotlenowych, następuje więc zmiana pH roztworu.

Zmiany pH, następujące podczas miareczkowania można przedstawić graficznie: na osi x oznacza się ilości zużytego roztworu mianowanego, na osi y - pH. Ilościowy przebieg zmian pH w roztworze podczas miareczkowania odzwierciedla *krzywa miareczkowania*, która przedstawia zmiany pH roztworu w zależności od objętości zużytego roztworu miareczkującego.

Podczas miareczkowania mianowany roztwór kwasu lub zasady wprowadza się do analizowanej próbki w takiej ilości, aby uchwycić moment, kiedy reagenty przereagują w ilościach stechiometrycznych. Moment, kiedy reagenty występują w ilościach stechiometrycznych nosi nazwę **punktu równoważnikowego (PR)**

Miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą

Mocne zasady i mocne kwasy są całkowicie zdysocjowane, a więc stężenie jonów wodorowych jest praktycznie równe stężeniu kwasu. Jako przykład przedstawimy

miareczkowanie kwasu chlorowodorowego (HCl) o stężeniu $0,2 \text{ mol/dm}^3$ roztworem wodorotlenku sodowego (NaOH) o tym samym stężeniu.

Jeżeli np. do 1 dm^3 roztworu kwasu zawierającego $0,2$ mola HCl i $\text{pH} = 0,7$ ($\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[0,2] = 0,7$) dodamy porcję $0,2\text{N}$ zasady NaOH to zauważymy spadek stężenia jonów wodorowych w miareczkowanym roztworze.

Zmiany stężenia jonów wodorowych przy miareczkowaniu mocnego kwasu mocną zasadą opisuje równanie.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (v_a * c_{m(a)} - v_b * c_{m(b)}) / (v_a + v_b)$$

gdzie: v_a - objętość początkowa kwasu, v_b - objętość wprowadzonej zasady, $c_{m(a)}$ - początkowe stężenie molowe kwasu, $c_{m(b)}$ - stężenie molowe zasady

Na przykład jeśli dodamy do roztworu kwasu 990 ml $0,2\text{N}$ ($0,2 \text{ mol/dm}^3$) roztworu NaOH, to na ten moment stężenie jonów wodorowych wyniesie;

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (1 * 0,2 - 0,99 * 0,2) / (1 + 0,99) = 0,001 \text{ mol/dm}^3 \text{ co odpowiada } \text{pH} = 3$$

Odpowiednio, dla 999 ml zasady, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ mol/dm}^3$ ($\text{pH} = 4$), dla $999,9 \text{ ml}$ zasady $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0001 \text{ mol/dm}^3$ ($\text{pH} = 5$), dla $999,99 \text{ ml}$ zasady $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,00001 \text{ mol/dm}^3$ ($\text{pH} = 5$)... itd.

W punkcie równoważnikowym (ilość zasady równoważy ilość kwasu) tworzy się niehydrolizująca sól i woda, a więc stężenie jonów wodorowych w tym punkcie równe jest $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0000001 \text{ mol/dm}^3$ ($\text{pH} = 7$). Dalej, mały nadmiar zasady powoduje wzrost pH powyżej 7 spowodowany nadmiarem zasady, której stężenie molowe można wyrazić równaniem;

$$[\text{OH}^-] = (v_b * c_{m(b)} - v_a * c_{m(a)}) / (v_a + v_b)$$

odpowiednio

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{H}_2\text{O}} - \log(v_a + v_b) / (v_b * c_{m(b)} - v_a * c_{m(a)})$$

Przebieg zmian pH podczas miareczkowania ilustruje nam poniższy rysunek

Co jest charakterystyczne na tym rysunku? A mianowicie to, że w pobliżu punktu równoważnikowego następuje gwałtowny skok pH po dodaniu niewielkiej ilości roztworu mianowanego. Różnice wartości pH przed osiągnięciem i po przekroczeniu punktu równoważnikowego wywołana niewielkim dodatkiem ilości odczynnika miareczkującego, nazywa się **skokiem miareczkowania**.

Wielkość tego skoku zależy od stężenia substancji reagujących - jest on większy, gdy miareczkuje się roztwory o większym stężeniu.

Z krzywej miareczkowania, przedstawionej na rysunku, wynika, że dla uchwycenia punktu równoważnikowego można stosować zarówno oranż metylowy jak i fenyloftaleinę.

Również krzywe miareczkowania mocnej zasady mocnym kwasem, podobnie jak dla miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą mają punkt równoważnikowy (PR). Taka krzywa miareczkowania jest zwierciadlanym odbiciem krzywej miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą.

Miareczkowanie słabego kwasu mocną zasadą

Krzywa miareczkowania przy miareczkowaniu słabego kwasu mocną zasadą będzie miała przebieg jak na rysunku.

Jest to krzywa obrazująca przebieg miareczkowania kwasu octowego mocną zasadą NaOH. Na krzywej tej wyróżniamy cztery punkty tj. (A, B, PR, C, i D) których znaczenie jest następujące

- punkt A podaje wartość pH na starcie miareczkowania
- punkt B odpowiada połowicznemu zobojętnieniu
- punkt PR (punkt równoważnikowy)
- punkty C i D określają zakres zmian zabarwienia wskaźnika kwasowo-zasadowego

W początkowym punkcie (A) stężenie jonów wodorowych nie jest równe stężeniu molowemu kwasu, ponieważ miareczkowany kwas jest kwasem słabym a to oznacza, że jest w niewielkim stopniu zdysocjowany. Stężenie jonów wodorowych w tym przypadku zależy od stałej dysocjacji kwasu K_a i jego stężenia molowego $c_{m(a)}$.

Po wprowadzeniu do roztworu pewnej ilości zasady tworzy się sól i pozostaje nadmiar słabego kwasu. Tworzy się roztwór buforowy, w którym stężenie jonów wodorowych zależy od wartości stałej dysocjacji słabego kwasu oraz od stosunku stężenia kwasu do stężenia powstałej w reakcji zobojętnienia soli $c_{m(a)} / c_{m(s)}$. Stężenie powstałej soli jest stechiometrycznie równe ilości wprowadzonej zasady. Jeżeli więc na początku do $v_a * c_{m(a)}$ milimoli kwasu wprowadzono $v_b * c_{m(b)}$ milimoli zasady, to różnica $(v_a * c_{m(a)} - v_b * c_{m(b)})$ odpowiada liczbie milimoli nie zobojętnionego kwasu, a $v_b * c_{m(b)}$ jest równe liczbie powstałej soli (słuszne jedynie w przypadku kwasu jednoprotowego). Stężenie jonów wodorowych w takim roztworze można obliczyć z zależności.

$$[H_3O^+] = K_a * c_{m(a)} / c_{m(s)} = K_a * (v_a * c_{m(a)} - v_b * c_{m(b)}) / v_b * c_{m(b)}$$

Ten wzór ma zastosowanie od początku miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą, aż do osiągnięcia punktu równoważnikowego (PR). W punkcie równoważnikowym (PR) jak wiemy reagenty występują w ilościach stechiometrycznych a sól (pochodzi od słabego kwasu i mocnej zasady) która powstawała podczas miareczkowania nadaje roztworowi odczyn zasadowy. Stężenie jonów wodorowych w tym momencie określa zależność.

Po przekroczeniu punktu równoważnikowego (PR) w roztworze pojawia się nadmiar wprowadzonej zasady i jej sól. Stężenie jonów wodorowych dla tego zakresu miareczkowania będzie zmieniało się zgodnie ze wzorem.

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{H}_2\text{O}} - \log\left(\frac{v_a + v_b}{v_b \cdot c_{\text{m}(b)} - v_a \cdot c_{\text{m}(a)}}\right)$$

Wzór ten jest dokładnie taki sam jak dla miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą. Z tego wynika, że po przekroczeniu punktu równoważnikowego (PR) przebieg krzywych dla obu przypadków będzie pokrywał się. Warunkiem jest zastosowanie do miareczkowania takiej samej zasady i o tym samym stężeniu.

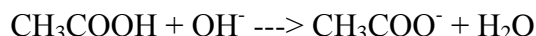
Na krzywej miareczkowania przed osiągnięciem punktu równoważnikowego występuje przegięcie (B). Jest to moment kiedy 50% kwasu przereagowało, odnosząc to do wielkości stechiometrycznych. W punkcie przegięcia stężenie jonów wodorowych opisuje zależność

$$\text{Punkt B: } \text{pH} = \text{p}K_a$$

Miareczkowanie kwasu octowego zasadą NaOH

Dobłą ilustracją miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą jest miareczkowanie kwasu octowego o stężeniu 0,1 mol/dm³ zasadą NaOH o stężeniu 0,1 mol/dm³.

W punkcie A na starcie miareczkowania i dla 0,1 molowego roztworu kwasu octowego pH = 2,9. Jeżeli do tego roztworu będziemy wprowadzali 0,1 molowy roztwór NaOH, to w roztworze będzie zachodziła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem.



W czasie wprowadzania 0,1 molowego roztworu NaOH osiągamy punkt B, w którym na krzywej występuje **przegięcie**.

W tym punkcie stosunek stężenia kwasu octowego do stężenia utworzonej soli jest równy jedności

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

Stężenie jonów wodorowych dla tego punktu ma wartość równą pH = 3,2

Podczas dodawania kolejnych porcji roztworu NaOH, zauważamy gwałtowną zmianę pH i dochodzimy do momentu kiedy liczba moli dodanego roztworu NaOH jest stechiometrycznie równa liczbie moli oznaczanego kwasu octowego w analizowanym roztworze. Jest to moment osiągnięcia punktu równoważnikowego (PR).

Punkty C i D określają zakres zmian zabarwienia wskaźnika jaki został zastosowany do uchwycenia punktu równoważnikowego. W podanym przykładzie tym wskaźnikiem fenoloftaleina.

Dlaczego fenoloftaleina a nie inny?

W punkcie równoważnikowym (ilość dodanego wodorotlenku równoważy ilość kwasu octowego) otrzymamy roztwór będzie taki sam, jaki uzyskałoby się przez rozpuszczenie odpowiedniej ilości octanu sodowego (CH₃COONa). Roztwór tej soli nie jest jednak obojętny (pH > 7), lecz alkaliczny, ponieważ jest to sól pochodząca od słabego kwasu i mocnej zasady.

Jaką wartość pH ma roztwór w punkcie równoważnikowym?

Wartość pH możemy obliczyć znając stężenie octanu sodowego w punkcie równoważnikowym. Odpowiednio dla stężenia octanu sodowego (CH_3COONa) równego 0,1 mola, wartość pH możemy obliczyć korzystając z wzoru;

gdzie odpowiednio; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$, $c_{\text{m(s)}} = 0,1 \text{ mol/dm}^3$

Obliczone pH = 8,87

Z tablic dla wskaźników wynika, że *fenoloftaleina (pK = 9) jest najlepszym wskaźnikiem do miareczkowania słabego kwasu, jak np. kwas octowy.*

Miareczkowanie słabych zasad mocnym kwasem Podobnie jak podczas miareczkowania słabych kwasów mocną zasadą, również i tutaj występuje punkt B nazywany **punktem połowicznego zobojętnienia**

Osiągnięcie punktu równowagi miareczkowania będzie określone przez punkt równoważnikowy dla pH < 7. Dla tego przypadku najodpowiedniejszym wskaźnikiem jest czerwień metylowa, gdyż zmiana jej barwy zachodzi dokładnie w granicach skoku miareczkowania (pH = 6,2 - 4,2).

Miareczkowanie słabego kwasu słabą zasadą Gdy moc kwasu jest porównywalna z mocą zasady, to zobojętnienie zachodzi przy pH bliskim 7. W takich przypadkach krzywa odchyła się ostro od swej stycznej w punkcie równoważnikowym (PR). Dla przypadku ,kiedy moc kwasu jest porównywalna z mocą zasady, należy dobrać odpowiedni wskaźnik o obszarze zmiany barwy bliski pH = 7.

Gdy moc kwasu i zasady różni się nieznacznie, punkt równoważnikowy może być przesunięty w kierunku pH > 7 lub pH < 7.