

ALKACYMETRIA

Alkacymetria dotyczy ilościowego oznaczania kwasów lub zasad za pomocą mianowanych roztworów zasad lub kwasów. Metoda ta obejmuje więc reakcje zobojętnienia i opiera się na reakcji:



Każda metoda miareczkowa wymaga przygotowania i mianowania roztworów. Miano roztworu (T_i) jest to liczba gramów substancji (m_i) zawarta w 1 cm³ roztworu, gdzie (i) jest wzorem rozpuszczonej substancji:

$$T_i = \frac{m_i}{V_r} \text{ (g/ml)}$$

Miano empiryczne roztworu ($T_{x/y}$) jest to liczba gramów substancji y , która w danych warunkach reaguje z 1 cm³ roztworu substancji x :

$$T_{x/y} = \frac{y}{V_r} \text{ (g/ml)}$$

Przykład 1. Obliczyć, ile cm³ 36% (m/m) kwasu solnego o gęstości $\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$ należy użyć do sporządzenia 1 dm³ 0,1 mol/l roztworu kwasu ?

1 dm³ 0,1 mol/dm³ roztworu kwasu solnego zawiera 0,1 mol/dm³ · 1 dm³ = 0,1 mola kwasu, tzn. 0,1 mol · 36,46 g/mol = 3,646 g kwasu solnego. Oznaczając przez V_{r-ru} potrzebną liczbę cm³ stężonego kwasu, układa się bilans masy względem HCl:

$$\% (m/m) = \frac{m_s}{m_{r-ru}} \cdot 100\% (m/m) \Rightarrow m_s = \frac{\% (m/m)}{100\% (m/m)} \cdot m_{r-ru}$$

$$m_{r-ru} = V_{r-ru} \cdot \rho$$

$$m_s = \frac{\%}{100\%} \cdot V_{r-ru} \cdot \rho \quad m_s = 3,646 \text{ g}$$

$$\frac{\%}{100\%} \cdot V_{r-ru} \cdot \rho = 3,646$$

$$\frac{36}{100} \cdot V_{r-ru} \cdot 1,19 = 3,646$$

$$V_{r-ru} = 8,51 \text{ cm}^3 \approx 8,5 \text{ cm}^3$$

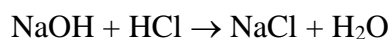
Odp. Odmierza się 8,5 cm³ stężonego kwasu solnego i rozcieńcza do objętości 1 dm³.

Przykład 2. Obliczyć miano (T_{HCl}) kwasu solnego o stężeniu $c=0,1012$ mol/l.

0,1012 mol/l roztwór kwasu solnego zawiera w 1 litrze $0,1012 \cdot 36,46 = 3,690$ g, co odpowiada 0,003690 g HCl w 1 cm³:

$$T_{\text{HCl}} = 0,003690 \text{ g/ml}$$

Przykład 3. Obliczyć miano 0,2 mol/l NaOH i wyrazić je w gramach HCl.



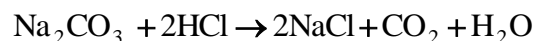
1 cm³ 0,2 mol/l roztworu NaOH zawiera 0,2 mmola NaOH i zobojętnia 0,2 mmola HCl. Mnożąc przez masę molową HCl otrzymuje się:

$$0,2 \text{ mmol} \cdot 36,46 \text{ mg/mmol} = 7,292 \text{ mg HCl}$$

1 cm³ 0,2 mol/l NaOH zobojętnia więc 7,292 mg HCl albo 0,007292 g tej substancji, zatem $T_{\text{NaOH/HCl}} = 0,007292$ g/cm³.

Przykład 4. Jaką odważkę bezwodnego węgla sodowego należy użyć do nastawiania ok. 0,1 mol/l roztworu HCl przy użyciu biurety 50 cm³ ?

Objętość zużywanego w miareczkowaniu odczynnika V powinna wynosić ok. 0,8 całkowitej pojemności biurety, V_{max} , należy więc użyć w miareczkowaniu $c_{\text{HCl}} \cdot 0,8 V_{\text{max}}$ milimoli HCl:



Węgiel sodu reaguje z kwasem solnym w stosunku molowym 1:2, do nastawienia kwasu solnego należy użyć $\frac{1}{2} c_{\text{HCl}} \cdot 0,8 V_{\text{max}}$ milimoli Na₂CO₃. Otrzymujemy więc:

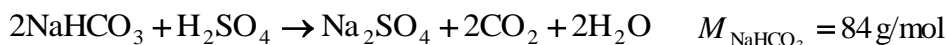
$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1}{2} c_{\text{HCl}} \cdot 0,8 V_{\text{max}} M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \quad \text{więc} \quad M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \cdot 0,8 \cdot 50 \cdot 106 \quad \text{więc} \quad m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 212 \text{ mg}$$

Odp. Odważka Na₂CO₃ powinna wynosić ok. 210 mg.

Przykład 5. Obliczyć stężenie H₂SO₄ w % (m/v), jeżeli przy nastawianiu miana zużyto 46 cm³ kwasu na odważkę 176 mg NaHCO₃.

Zachodzi reakcja:



Ponieważ 2 mole NaHCO_3 reagują z 1 molem H_2SO_4 , w miareczkowaniu zużyto $2c_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ moli kwasu siarkowego (VI).

$$\text{Liczba moli } \text{NaHCO}_3 \quad n = \frac{m_{\text{NaHCO}_3}}{M_{\text{NaHCO}_3}} = \frac{0,176 \text{ g}}{84 \text{ g/mol}} = 0,002095 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaHCO}_3} = 2n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad \text{więc} \quad \frac{1}{2} n_{\text{NaHCO}_3} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} \cdot 0,002095 = 0,001048 \text{ mol}$$

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,001048 \text{ mol}}{0,0461} = 0,02278 \text{ mol/l}$$

$$1 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad - \quad 98 \text{ g}$$

$$0,02278 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad - \quad x$$

$$x = 2,2330 \text{ g}$$

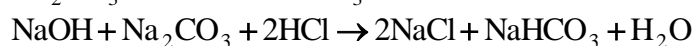
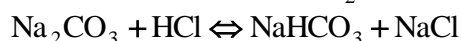
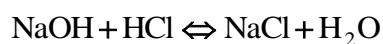
$$2,2330 \text{ g} \quad - \quad 1000 \text{ ml}$$

$$x \quad - \quad 100 \text{ ml}$$

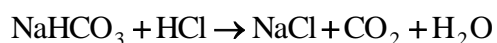
$$x = 0,2233 \text{ g}$$

Odp. Stężenie kwasu siarkowego wynosi 0,2233 % (m/v).

Przykład 6. Obliczyć procentową zawartość Na_2CO_3 i NaOH w próbce o masie $m=0,2 \text{ g}$, jeżeli przy miareczkowaniu względem fenoloftaleiny zużyto 30 cm^3 0,35% (m/m) HCl , a następnie 4 cm^3 tegoż kwasu przy dalszym miareczkowaniu wobec oranżu metylowego. W obecności fenoloftaleiny zostaje zobojętniony cały wodorotlenek sodowy i węglan do wodorowęglanu sodowego. Reakcje:



Wobec oranżu metylowego zostaje zmiareczkowany wodorowęglan sodowy. Reakcja:



Aby obliczyć liczbę moli kwasu solnego zużytego w miareczkowaniu musimy przeliczyć jego stężenie procentowe na molowe (1 mol HCl = 36,46 g):

$\% (m/v_{\text{HCl}}) = 0,35\% (m/v)$, tzn. 0,35 g HCl jest w 100 cm³ roztworu, czyli 3,5 g/litr.

$x = 9,6 \cdot 10^{-2}$ mol(w 1000ml), czyli stężenie molowe tegoż kwasu wynosi $9,6 \cdot 10^{-2}$ mol/l.

Objętość kwasu solnego zużytego na zmiareczkowanie węgla sodowego jest równa $2 \cdot 4 \text{ cm}^3 = 8 \text{ cm}^3 = 0,008 \text{ l}$, co stanowi $9,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \cdot 0,008 \text{ l} = 7,68 \cdot 10^{-4}$ mola HCl, a to odpowiada $\frac{1}{2} \cdot 0,008 \text{ l} \cdot 9,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} = 3,84 \cdot 10^{-4}$ mola Na₂CO₃.

Objętość kwasu solnego zużytego na zobojętnienie NaOH wynosi $30 \text{ cm}^3 - 4 \text{ cm}^3 = 26 \text{ cm}^3 = 0,026 \text{ l}$, a to odpowiada $0,026 \text{ l} \cdot 9,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} = 2,496 \cdot 10^{-3}$ mola HCl, a więc:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M \quad M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g/mol} \quad M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 3,84 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 106 \text{ g/mol} = 4,070 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 2,496 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 9,984 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$\text{zawartość } \%_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{4,070 \cdot 10^{-2} \text{ g}}{0,2 \text{ g}} \cdot 100\% = 20,35 \%$$

$$\text{zawartość } \%_{\text{NaOH}} = \frac{9,984 \cdot 10^{-2} \text{ g}}{0,2 \text{ g}} \cdot 100\% = 49,92 \%$$

Odp. 20,35 % Na₂CO₃; 49,92 % NaOH.

ZADANIA RACHUNKOWE

1. Ile gramów technicznego NaOH zawierającego 6% obojętnych zanieczyszczeń należy użyć do sporządzenia 1,5 dm³ 0,1214 mol/l roztworu ? **Odp. 7,75 g**

2. Obliczyć miano NaOH (T_{NaOH}) o stężeniu 0,5478 mol/l. **Odp. 0,02191 g/ml**

3. 4 g NaOH i 6 g KOH rozpuszczono w wodzie i rozcieńczono do 1250 cm³. Obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu względem jonów OH⁻. **Odp. 0,1657 mol/l**

4. Ile cm³ 17% (m/m) wodnego roztworu amoniaku ($\rho=0,9328$) potrzeba na zobojętnienie 250 cm³ 0,1074 mol/l HCl ? **Odp. 2,88 cm³**

5. Obliczyć miano 0,1516 mol/l kwasu solnego i wyrazić je w gramach NaOH. **Odp. $T_{\text{HCl/NaOH}} = 0,006064 \text{ g/cm}^3$**

6. Obliczyć, ile miligramów NaOH zawiera roztwór, jeżeli na jego zmiareczkowanie wobec oranżu metylowego zużyto 23,7 cm³ kwasu solnego o stężeniu $c=0,1374 \text{ mol/l}$.

Odp. 130,2mg

7. Odważkę 247,8 mg Na_2CO_3 rozpuszczono w wodzie i otrzymany roztwór miareczkowano wobec oranżu metylowego kwasem solnym, którego zużyto 39 cm^3 . Obliczyć stężenie molowe kwasu solnego. **Odp. 0,1200 mol/l**

8. Obliczyć procentową zawartość KHCO_3 i K_2CO_3 w próbce o masie 0,7 g, jeżeli przy miareczkowaniu wobec fenoloftaleiny zużyto 12 cm^3 0,45% (m/m) HCl, a przy dalszym miareczkowaniu wobec metylooranżu zużyto 48 cm^3 tegoż kwasu. **Odp. 29,17% K_2CO_3
63,41% KHCO_3**

OBLICZENIA KWASOWOŚCI ROZTWORÓW WODNYCH

Środowisko reakcji, a w szczególności kwasowość, wywiera duży wpływ na kierunek i szybkość zachodzących procesów chemicznych i biochemicznych. Dlatego też jest ważne poznanie zmian kwasowości – pH, jakie zachodzą w roztworach pod wpływem kwasów, zasad, soli i ich mieszanin.

Przy obliczeniach pH rozcieńczonych roztworów wodnych posługujemy się definicją:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+], \text{ dla } 0 \leq \text{pH} \leq 14,$$

gdyż jest to wystarczająco dokładne przybliżenie ścisłej definicji aktywnościowej $\text{p}a\text{H}$.

Choć możliwe są wartości pH poza przedziałem 0-14, to dla celów analitycznych nie mają one praktycznego znaczenia. Wówczas inne definicje i skale kwasowości stosowane są w zależności od użytego rozpuszczalnika i stężenia. Ponieważ procesy biologiczne zachodzą w roztworach wodnych o niskich kwasowościach, ograniczymy się do klasycznej definicji $\text{pH} \equiv \text{p}c\text{H}$. W obliczeniach pH nie będziemy uwzględniać zmian aktywności w funkcji mocy jonowej, czyli przyjmujemy, że współczynnik aktywności jest równy 1. Dokładność obliczeń w tym przypadku wystarczy ograniczyć do setnych części, czyli dwóch miejsc po przecinku.

Graficznie zależność pH roztworu od ilości dodanego czynnika miareczkującego – czyli titranta – przedstawiają krzywe miareczkowania. Wyodrębnić w nich można cztery obszary, które odpowiadają:

A – pH w roztworze przed miareczkowaniem

B – pH roztworu po dodaniu titranta w ilości mniejszej od stechiometrycznej

C – pH roztworu po dodaniu stechiometrycznej ilości titranta, w punkcie równoważności

D – pH po dodaniu nadmiaru titranta, po przekroczeniu PR

Do tego podziału będziemy się odwoływać dla skrócenia opisu omawianych zagadnień.

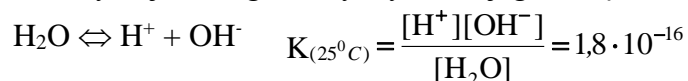
MIARECZKOWANIE MOCNEGO KWASU MOCNĄ ZASADĄ

Mocne kwasy i zasady są całkowicie zdysocjowane. Podczas miareczkowania zachodzi jedynie reakcja zobojętniania.



Jej stan równowagi jest określony przez stałą równowagi lub przez **iloczyn jonowy wody K_w** .

Wartość iloczynu jonowego wody wynika z jego związku ze stałą reakcji dysocjacji H₂O:



Inaczej można napisać:

$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

Ponieważ stężenie czystej wody w 25°C wynosi 55,4 mol/l, stąd $K_w = 10^{-14}$

Dla HCl miareczkowanego NaOH zachodzi reakcja:



A. Wartość początkową pH (przed rozpoczęciem miareczkowania) obliczymy z początkowego stężenia $[\text{H}^+]$ danego przez:

$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}^o}{V_k^o} \quad (1.1.)$$

gdzie $n_{\text{H}^+}^o$ - jest liczbą moli jonów H⁺ (równa liczbie moli kwasu jednoprotowego),
 V_k^o - początkową objętością kwasu

B. Podczas miareczkowania przed punktem równoważności o pH decyduje stężenie niezobojętnionego kwasu, gdyż sól będąca produktem reakcji nie ulega hydrolizie:

$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}^o - n_{\text{OH}^-}}{V_{\text{calc}}} = \frac{n_{\text{H}^+}^o - V_z \cdot c_{\text{OH}^-}}{V_k^o + V_z} \quad (1.2.)$$

gdzie V_{calc} jest całkowitą objętością roztworu – równą sumie V_k^o - początkowej objętości kwasu i V_z – objętości dodanej zasady

C. W punkcie równoważności liczba moli dodanej zasady n_{OH^-} równa się liczbie moli kwasu $n_{\text{H}^+}^o$.

Wobec $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$ mamy

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = 10^{-7}; \quad \text{pH} = 7 \quad (1.3.)$$

D. Za punktem równoważności pH obliczamy ze stężenia jonów OH⁻ dodanych w nadmiarze:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-} - n_{\text{H}^+}^o}{V_{\text{calc}}} = \frac{V_z \cdot c_z - V_k^o \cdot c_k^o}{V_k + V_z}; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad (1.4.)$$

Przykład 1.1.

Do 50 cm³ 0,3% (m/m) HCl dodawano 0,4% (m/m) roztwór Ba(OH)₂·8H₂O. Przyjmując gęstości roztworów jako równe $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$ obliczyć:

1. pH początkowe roztworu
2. pH mieszaniny po dodaniu 150 cm³ zasady i określić postęp miareczkowania
3. pH po dodaniu dalszych 11,8 cm³ zasady
4. pH po dodaniu 100,1% zasady
5. skok miareczkowania
6. narysować krzywą miareczkowania i dobrać wskaźniki jakie mogą być zastosowane dla tej reakcji.

Ad.1. pH początkowe roztworu. HCl jest jednoprotowym kwasem mocnym, a więc zdysocjowanym w 100%. Stężenie jonów [H⁺] równa się całkowitemu stężeniu kwasu, czyli:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg c_k^o$$

Obliczenia sprowadzają się do przeliczenia podanego w % stężenia HCl na stężenie molowe:

$$c = \% (m/m) \cdot \frac{10}{M} \cdot \rho$$

gdzie M – masa cząsteczkowa, ρ – gęstość roztworu:

$$c_{(\text{HCl})} = 0,3 \cdot \frac{10}{36,5} \cdot 1 = 0,08219 \text{ mol/l}$$

a więc: $\text{pH}_o = -\lg (0,08219) = 1,09$

Ad.2. pH roztworu, po dodaniu 150 cm³ zasady. W trakcie miareczkowania zachodzi reakcja zobojętniania:



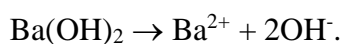
pH roztworu zależy od stężenia pozostałego, niezobojętnionego kwasu:

$$c_{\text{H}^+} = \frac{n_{\text{H}^+}}{V_{\text{całk}}} = \frac{n_{\text{H}^+}^o - n_{\text{OH}^-}(\text{dod.})}{V_k^o + V_z}$$

Początkowa liczba moli H⁺ wynosi:

$$n_{\text{H}^+}^o = V_k^o \cdot c_k^o = 0,050 \text{ dm}^3 \cdot 0,08219 \text{ mol/dm}^3 = 0,004110 \text{ mol}$$

Liczba moli dodanych jonów OH⁻ jest dwukrotnie większa od liczby moli dodanej zasady



$$n_{\text{OH}^-}(\text{dod}) = 2 \cdot V_z \cdot c_z = 2 \cdot V_z \cdot \frac{\%(m/m)_z \cdot 10 \cdot \rho_z}{M_{\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}}} = 2 \cdot 0,15 \cdot \frac{0,4 \cdot 10 \cdot 1}{315} = 0,003810 \text{ mol}$$

Liczba moli niezobojętnionych jonów H^+ , równa jest różnicy $n_{\text{H}^+}^o - n_{\text{OH}^-}$, czyli ostatecznie z równania 1.2. mamy:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg \frac{0,00411 - 0,00381}{0,050 + 0,150} = -\lg 0,001502; \quad \text{pH} = 2,82$$

Procent zmiareczkowania oznacza podaną w procentach zmiareczkowaną część substancji. Po dodaniu $150 \text{ cm}^3 \text{ Ba}(\text{OH})_2$ procent zmiareczkowania wynosi:

$$\frac{n_{\text{H}^+}^{\text{zoboj.}}}{n_{\text{H}^+}^o} \cdot 100\% = \frac{0,00381}{0,00411} \cdot 100\% = 92,7\%$$

Ad. 3 pH po dodaniu dalszych $11,8 \text{ cm}^3$ zasady. Po dodaniu następnej porcji zasady liczba moli dodanych OH^- jest równa:

$$n_{\text{OH}^-}(\text{dod.}) = 2 \cdot V_z \cdot c_z = 2 \cdot (0,15 + 0,0118) \cdot \frac{0,4 \cdot 10 \cdot 1}{315} = 0,00411 \text{ mol}$$

Ponieważ $n_{\text{OH}^-}(\text{dod.}) = n_{\text{H}^+}^o$, więc znajdujemy się w punkcie równoważnikowym i pH wynika z wartości iloczynu jonowego wody $\text{pH}_{\text{PR}} = 7$.

Ad. 4 pH po dodaniu 100,1% zasady. Za punktem równoważnikowym pH roztworu jest funkcją stężenia jonów OH^- dodanych w nadmiarze, który można obliczyć jako:

$$\Delta n_{\text{OH}^-} = 0,1\% n_{(\text{OH})^- \text{ do PR}} = \frac{0,1}{100} \cdot 0,00411 = 4,11 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{p}(\text{OH}) = 14 + \lg \frac{\Delta n_{\text{OH}^-}}{V_{\text{calc}}}$$

ponieważ $V_{\text{calc}} = 50 + 161,8 + 0,1\% \cdot 161,8 = 212 \text{ cm}^3$, więc:

$$\text{pH} = 14 + \lg \frac{4,11 \cdot 10^{-6}}{0,212} = 14 - 4,71 = 9,29$$

Ad. 5 **Skok zmiareczkowania** związany jest z dokładnością wyznaczenia punktu końcowego. Nachylenie krzywej zależy od stałej równowagi reakcji i stężeń reagentów. Jest to gwałtowna zmiana wartości pH przypadająca na określoną ilość dodawanego titranta w okolicy punktu równoważnikowego, np. $100\% \pm 0,1\%$. Ponieważ zmiana pH odpowiadająca dodaniu zasady w ilości 100% i 100,1% wynosi:

$$\Delta \text{pH} = 9,29 - 7 = 2,29,$$

więc skok zmiareczkowania można obliczyć tu (Tylko w przypadku zmiareczkowania mocnych kwasów i zasad $\Delta \text{pH} 100\% + 0,1\% = \Delta \text{pH} 100\% - 0,1\%$) jako:

$$\Delta \text{pH}_{100\% \pm 1} = 2 \cdot 2,29 = 4,58$$

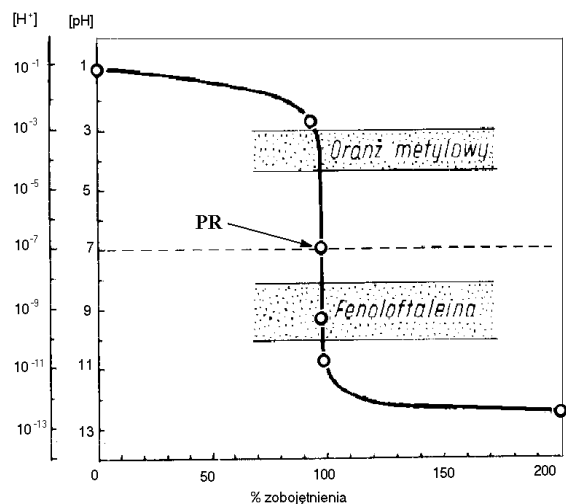
Ad.6 Krzywa miareczkowania przedstawiona jest na rys.1.1. Dla pełnego obrazu przebiegu funkcji, poza wartościami pH określonymi w punktach 1-4 zadania, dodatkowo na krzywej zaznaczono wartość pH odpowiadającą zobojętnieniu w 101% i 200%. Wynoszą one $\text{pH}_{101\%}=10,28$; $\text{pH}_{200\%}=12,04$. (Obliczenia wykonano jak w pkt.4).

$$\Delta n_{\text{OH}^-}(100\%)=1\% \cdot 0,00411=4,11 \cdot 10^{-5} \text{ mol}; V_{\text{calc}}=50+161,8 \cdot 101\%=213,4;$$

$$\text{pH}_{101\%}=10,28$$

$$\Delta n_{\text{OH}^-}(100\%)=100\% \cdot 0,00411=4,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol}; V_{\text{calc}}=50+161,8 \cdot 200\%=373,6; \text{pH}_{200\%}=12,04$$

Przebieg krzywej uwidacznia buforujące (Pojemność buforowa jest to ilość moli mocnej zasady, lub kwasu, która musi być dodana do 1 litra roztworu, aby zmienić jego pH o jednostkę.) działanie mocnego kwasu przy niskich wartościach pH i działanie mocnej zasady przy wysokich wartościach pH. Roztwór pozostał silnie kwaśny pomimo czterokrotnego rozcieńczenia i zobojętnienia ponad 90% kwasu.



Krzywa miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą..

Przykład 1.2.

Obliczyć objętość kwasu H_2SO_4 o stężeniu 7,7% (m/m) i gęstości $\rho=1,05 \text{ g/cm}^3$ jaką należy zużyć dla zobojętnienia 300 cm^3 7% (m/m) roztworu KOH. Podać końcową wartość stężenia molowego i %-wego (m/v) * powstałej soli.

$$\text{Odp. } V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 227,3 \text{ cm}^3; c_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 0,3556 \text{ mol/l}; c\% \text{ (m/v)} \text{ K}_2\text{SO}_4 = 6,187\% \text{ (m/v)}$$

Zadanie 1.3. Obliczyć pH 0,04 mol/l H_2SO_4

Odp. pH=1,10

Zadanie 1.4. Obliczyć pH roztworu otrzymanego przez rozcieńczenie 5 cm^3 61% (m/m) H_2SO_4 , $\rho=1,7 \text{ g/cm}^3$ do objętości 4 litrów.

Odp. pH=1,58

Zadanie 1.5. Obliczyć pH roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie w wodzie 1 g $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ i rozcieńczenie do objętości 3 litrów. **Odp. pH=11,33**

Zadanie 1.6. Obliczyć pH roztworu 1,36% (*m/m*) HCl , $\rho=1,005 \text{ g/cm}^3$. **Odp. pH=0,43**

Zadanie 1.7. Obliczyć pH 0,1% (*m/m*) roztworu $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, $\rho=1 \text{ g/cm}^3$ **Odp. pH=11,80**

Zadanie 1.8. Obliczyć pH roztworu otrzymanego przez mieszanie równych objętości 3% (*m/m*) H_2SO_4 i wody. **Odp. pH=0,51**

Zadanie 1.9. Obliczyć pH roztworu wodorotlenku wapnia o stężeniu $7 \cdot 10^{-3}\%$ (*m/m*). **Odp. pH= 11,28**

Zadanie 1.10. Narysować krzywą miareczkowania 50 cm^3 11% (*m/m*) NaOH o gęstości $\rho=1,12 \text{ g/cm}^3$ kwasem siarkowym o stężeniu 2% (*m/m*) i gęstości $\rho=1 \text{ g/cm}^3$. Obliczyć pH_0 i pH po dodaniu 100,5% całkowitej stechiometrycznej ilości titranta. **Odp. $\text{pH}_0=14,49$; $\text{pH}_{\text{za PR}}=2,75$**
