

Ćwiczenie nr 1

dr Anna Bielenica

BHP, podstawowe czynnności laboratoryjne, analiza jakościowa wybranych kationów i anionów.

Repetitorium

1. Zasady pracy w laboratorium chemicznym
2. Demonstracja podstawowego sprzętu chemicznego
3. pH – definicja, obliczenia, wskaźniki

Repetitorium

Student przed rozpoczęciem ćwiczeń zobowiązany jest zapoznać się z regulaminem pracy studentów WUM w laboratorium chemicznym w Katedrze i Zakładzie Chemii Medycznej, który dołączony jest na stronie internetowej:

www.chemiamedyczna.wum.edu.pl

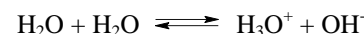
Sposoby ogrzewania substancji (źródła ciepła, naczynia, w których ogrzewamy)

Do ogrzewania w temperaturach nieprzekraczających 100 °C stosuje się łącznie wodne ogrzewane elektrycznie. Do ogrzewania w wyższych temperaturach, a także wtedy, gdy pracujemy z bezwodnymi substancjami, używamy czasz grzejnych połączonych z autotransformatorem, co daje nam możliwość regulowania temperatury. Łatwopalne roztwory substancji organicznych umieszczamy w kolbie kulistej lub erlenmajerce, dodajemy kilka kawałków porcelanki i ogrzewamy pod chłodnicą zwrotną. Jeżeli mamy roztwór wodny, dopuszczalne jest ogrzewanie go w zlewce lub probówce w płomieniu palnika. Także niewielką ilość roztworów substancji w rozpuszczalnikach organicznych można ogrzewać w probówce, trzymanej ukośnie w odpowiednim uchwycie, pod wyciągiem w płomieniu palnika. Objętość cieczy nie może przekraczać ¼ objętości probówki. Należy pamiętać, aby

ustawić wylot probówki w kierunku ściany i wstrząsać mieszaninę, aby zabezpieczyć ją przed przegrzaniem.

pH – definicja, obliczenia, wskaźniki

Nawet przedestylowana i zdejonizowana woda wykazuje niewielkie przewodnictwo elektryczne. Przyczyną tego faktu jest obecność jonów hydroniowych H_3O^+ i wodorotlenowych OH^- , które powstają w wyniku dysocjacji cząsteczek wody:



W uproszczeniu: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Proces ten nazywany jest **autodysocjacją wody**.

Po dodaniu do wody kwasu, równowaga powyższej reakcji przesuwana się w lewo, zgodnie z regułą Le Chateliera-Brauna, ponieważ wzrasta stężenie jonów H_3O^+ . Nawet bardzo znaczne przesunięcie równowagi nie może jednak doprowadzić do zaniku jonów OH^- . Zatem w stężonych kwasach istnieją jony OH^- , a w stężonych zasadach jony H_3O^+ .

Stała dysocjacji wody, czyli stała równowagi procesu autodysocjacji, w temperaturze 25 °C (298 K) wynosi:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 2 \cdot 10^{-16} \quad (1)$$

Stopień dysocjacji wody jest tak znikomy, że dysocjuje tylko 1 cząsteczka na 550 mln. Stężenie molowe wody ma praktycznie stałą wartość i wynosi $1000 \text{ g/dm}^3 / 18 \text{ g/mol} = 55,5 \text{ mol/dm}^3$, zatem po podstawieniu do równania (1) otrzymujemy:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}] = 2 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5$$
$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] \approx 10^{-14}$$

Iloczyn stężeń jonów H^+ (H_3O^+) i OH^- nosi nazwę **iloczynu jonowego wody** i oznaczany jest symbolem K_w :

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad (\text{w } 298 \text{ K}) \quad (2)$$

Jego wartość zależy od temperatury i rośnie w miarę ogrzewania.

Stała wartość iloczynu $[H^+][OH^-]$ prowadzi do wniosku, że w danej temperaturze wzrost stężenia $[H^+]$ w roztworze powoduje odwrotnie proporcjonalny spadek stężenia $[OH^-]$. Podczas dodawania kwasu do wody stężenie $[H^+]$ rośnie, a spada stężenie $[OH^-]$ (i odwrotnie w przypadku dodawania zasady).

Po obustronnym zlogarytmowaniu równania (2) otrzymamy:

$$\begin{aligned} -\log K_w &= -\log [H^+] - \log [OH^-] = -\log 10^{-14} \\ pK_w &= pH + pOH \\ pH + pOH &= 14 \end{aligned} \quad (3)$$

Ujemny logarytm ze stężenia jonów H^+ (lub H_3O^+) nosi nazwę **pH roztworu**:

$$pH = -\log [H^+], \quad (4)$$

a ujemny logarytm ze stężenia jonów OH^- nazywamy **pOH roztworu**:

$$pOH = -\log [OH^-] \quad (5)$$

W praktyce określa się odczyn roztworu za pomocą wartości pH. W czystej wodzie stężenie jonów H_3O^+ (H^+) jest równe stężeniu jonów OH^- i, jak wynika z wartości K_w , wynosi: $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$. Zatem pH czystej wody, zgodnie z równaniem (4), jest równe 7, i jest to odczyn obojętny.

W roztworze kwaśnym $[H_3O^+] > [OH^-]$ oraz $pH < 7$.

W roztworze zasadowym $[H_3O^+] < [OH^-]$ oraz $pH > 7$.

Skalę wartości pH i odpowiadające jej stężenia $[H_3O^+]$ oraz przykładowe wartości pH różnych roztworów prezentuje Schemat 1.

Obliczanie pH roztworów mocnego kwasu i mocnej zasady

1. Obliczyć pH 0,01 M HCl

Przyjmujemy, że kwas solny jako mocny elektrolit jest całkowicie zdysocjowany, więc stężenie molowe $[H_3O^+]$ wynosi 10^{-2} mol/dm^3

$$pH = -\log [H_3O^+] = 2$$

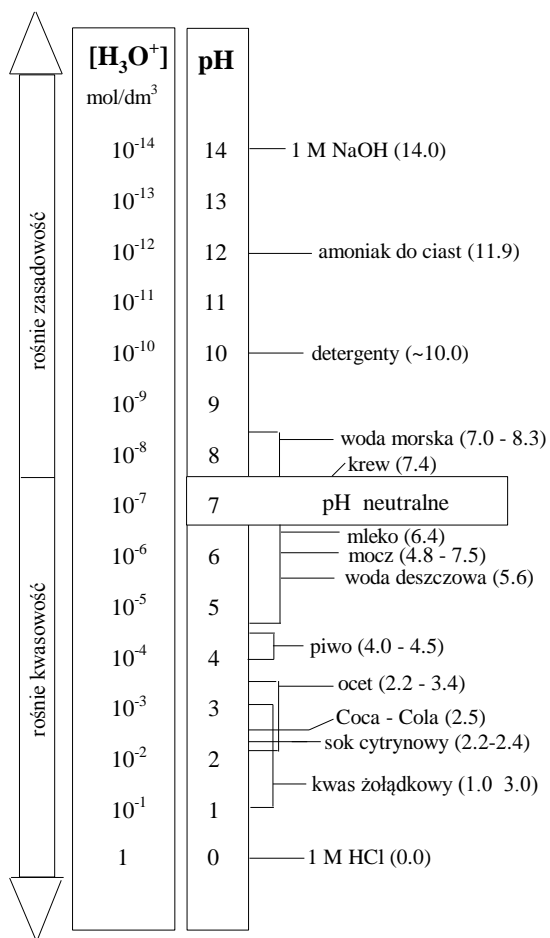
2. Obliczyć pH 0,01 M NaOH

Zakładamy, że wodorotlenek sodu jako mocny elektrolit jest całkowicie zdysocjowany, więc stężenie molowe $[OH^-]$ wynosi 10^{-2} mol/dm^3 . Z iloczynu jonowego wody wynika, że:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad pH + pOH = 14 \quad pOH = 2 \quad pH = 12$$

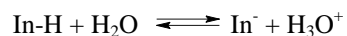
Wskaźniki pH (kwasowo – zasadowe)

Wskaźniki pH, służące do orientacyjnego badania odczynu roztworu, to związki organiczne o skomplikowanej budowie, którą można przedstawić schematycznie symbolem H-In, jeśli wskaźnik jest słabym kwasem lub In-OH, jeśli jest słabą zasadą. Związki te reagując z wodą tworzą sprzężone układy kwas-zasada, których oba człony zależnie od odczynu roztworu są inaczej zabarwione - na przykład oranż metylowy (wskaźnik dwubarwny) w roztworach o $pH \leq 3,1$ jest czerwony, zaś w roztworach o $pH \geq 4,4$ żółty. Fenoloftaleina (wskaźnik jednobarwny) w środowisku kwaśnym (gdy $pH \leq 8,3$) jest bezbarwna, w środowisku zasadowym (gdy $pH \geq 10,0$) barwi się na kolor malinowy.



Schemat 1. Skala pH wraz z wartościami pH różnych roztworów

Lakmus jest przykładem wskaźnika o charakterze słabego kwasu. W roztworze wodnym dysocjuje według równania:



Postać niedysocjowana H-In ma barwę czerwoną, a anion In⁻ ma zabarwienie niebieskie. Stosunek stężeń obydwu postaci wskaźnika można określić ze wzoru na stałą dysocjacji wskaźnika:

$$K_{\text{HIn}} = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H-In}]}$$

$$\frac{K_{\text{HIn}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

Widać, że stosunek [In⁻]/[HIn] zależy od stężenia [H₃O⁺] (lub pH) oraz wartości K_{HIn} wskaźnika. W roztworach kwaśnych stężenie anionu In⁻ jest nieznaczące, ponieważ wskaźnik dysocjuje w niewielkim stopniu, a stężenie cząsteczek niedysocjowanych wskaźnika HIn jest duże (roztwór jest czerwony). Przeciwnie, w roztworach zasadowych stężenie cząsteczek niedysocjowanych wskaźnika HIn jest niewielkie, a stężenie anionów In⁻ jest duże (obserwujemy barwę niebieską roztworu). W przypadku, gdy stężenia HIn i In⁻ są zbliżone, widzimy tzw. barwę przejściową, która jest mieszaniną barw anionu i cząsteczki niedysocjowanej.

Wrażliwość oka ludzkiego pozwala na zauważenie domieszki jednej barwy do drugiej, gdy stosunek stężeń barwnych odmian wynosi około 1:10.

Wskaźniki stosuje się albo w postaci roztworów (wodnych lub alkoholowych), które dodaje się do roztworu badanego, albo w postaci tzw. papierków wskaźnikowych. Są to paski bibuły filtracyjnej nasyczone roztworem wskaźnika i wysuszone, na które nanosi się kroplę roztworu badanego i porównują barwę papierka z załączoną skalą barw, odpowiadającą wartościom pH.