

5 MERANIE pH ROZTOKOV

CIEĽ LABORATÓRNEHO CVIČENIA

Cieľom laboratórneho cvičenia je oboznámenie sa s pojmom pH ako chemickou vlastnosťou látok a jej meranie dvoma najrozšírejšími spôsobmi.

ÚLOHY LABORATÓRNEHO CVIČENIA

- Príprava roztokov zadanej koncentrácie
- Meranie pH roztokov pomocou lakmusových papierikov
- Meranie pH roztokov pomocou digitálneho pH metra

TEORETICKÝ ÚVOD

Veličina pH (kde "p" znamená záporný dekadický logaritmus a "H" je zjednodušený zápis [H], čo označuje koncentráciu H^+ v roztoku) alebo vodíkový exponent je číslo, ktorým vyjadrujeme v chémii či vodný roztok reaguje kyslo alebo zásadito. Koncept merania pH uviedol v roku 1909 Søren Peder Lauritz Sørensen. pH vodných roztokov dosahuje hodnoty od 0 do 14. Chemicky čistá voda pri $+25^{\circ}C$ má $pH = 7$, kyseliny od 0 do 7, hydroxidy od 7 do 14. Kyseliny i zásady sú schopné disociovať do rôzneho disociačného stupňa. Silné kyseliny alebo zásady sú vo vodnom roztoku prakticky úplne disociované. Silné kyseliny sú napríklad kyselina chlorovodíková, kyselina sírová, kyselina dusičná. Najsilnejšie zásady naopak tvoria alkalické kovy. Stredne silné kyseliny sú vo vodnom roztoku čiastočne disociované. Je to napríklad kyselina siričitá, kyselina fosforečná. Podobne aj stredne silné zásady sú disociované len čiastočne, napr. hydroxid vápenatý. Slabé kyseliny a zásady sú disociované len nepatrne. Je to napr. kyselina uhličitá, sírovodík alebo zásady odvodené od tzv. amfotérnych prvkov, teda prvkov, ktoré s kyselinami reagujú ako zásady a so zásadami ako kyseliny. Je to napr. hydroxid hlinitý. Reakciou medzi vodíkovými kationmi kyselín a hydroxidovými aniónmi zásad vzniká voda. Reakcia tohto druhu sa nazýva neutralizácia. Voda je disociovaná podľa rovnice $H^+ + OH^- = H_2O$ len nepatrne. V disociovanom stave je len jedna molekula z desiatich miliónov. Koncentrácia $[H^+]$ iónov vo vode sa rovná koncentrácii $[OH^-]$ a je rovná 10^{-7} . Iónový súčin vody je $[H^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14}$. Jeho logaritmovaním dostaneme $\log [H^+] + \log [OH^-] = -14$. Koncentráciu vodíkových kationov kyselín resp. hydroxidových aniónov zásad v roztoku udáva hodnota jeho pH. pH sa rovná zápornej hodnote logaritmu koncentrácie vodíkových iónov. Teda platí:

$$pH = -\log[H^+] \quad (5.1)$$

a naopak:

$$pOH = -\log[OH^-] \quad (5.2)$$

a platí:

$$pH + pOH = 14 \quad (5.3)$$

LABORATÓRNE CVIČENIA Z VLASTNOSTÍ LÁTOK

ACIDOBÁZICKÉ INDIKÁTORY

Niektoré organické látky menia usporiadanie dvojitých väzieb v molekule v závislosti od pH prostredia, čo sa prejavuje zmenou zafarbenia roztoku. Napríklad čaj zmení farbu pridaním kyslej citrónovej šťavy. Takým látkam hovoríme acidobazické indikátory. Kyslosť môžeme merať pridaním indikátora do roztoku a porovnaním farby s kalibrovanou farebnou škálou. Používajú sa hlavne tieto látky:

- **lakmus** prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú modrú,
- **fenolftaleín** prechádza z kyslej bezfarebnej formy na zásaditú fialovú oblasť pH 8,0 - 9,8,
- **metylová oranž (metyloranž)** prechádza z kyslej oranžovej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 3,1 - 4,5,
- **metylová červen** prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 4,4 - 6,3,
- **bromtymolová modrá** prechádza z kyslej žltej formy na zásaditú modrú v oblasti pH 6,0 - 7,6,
- **tymolová modrá** prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 1,2 - 2,8,
- **metylová žltá** prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 2,9 - 4,0,
- **tymolftalein** prechádza z kyslej bezfarebnej formy na zásaditú modrú v oblasti pH 9,3 - 10,5,
- **kongočerven** prechádza z kyslej modrej formy, cez neutrálnu červenú na zásaditú oranžovú.

Farebné prechody indikátorov sú v praxi najčastejšie využívané pri acidobázickej titrácii, ktorá slúži na určenie obsahu kyseliny alebo hydroxidu v analyzovanej vzorke. Definovaný objem meranej vzorky s pridaním vhodného indikátora je pritom neutralizovaný roztokom kyseliny alebo hydroxidu. Dosiahnutie bodu, keď je koncentrácia kyseliny a hydroxidu v rovnováhe (neutrálny roztok) je určené zmenou farby príslušného indikátora. Z množstva a koncentrácie roztoku potrebného pre získanie neutrálneho roztoku sa jednoducho vypočíta obsah kyseliny alebo hydroxidu v analyzovanom roztoku. Pre hrubú orientáciu o kyslosti meraného roztoku sa na meranie pH používa lakmusový papierik, čo je prúžok papierika napusteného lakmusom. Presnejší údaj o kyslosti meraného roztoku poskytuje univerzálny indikátorový papierik ktorého zafarbenie sa mení s pH meraného roztoku od červenej až po tmavomodrú.

INŠTRUMENTÁLNE METÓDY MERANIE pH

Pre presné merania pH hodnôt vodných roztokov sa v súčasnej dobe používa prakticky výlučne iba potenciometria s využitím sklenenej elektródy ako merného člena. Podstatou uvedenej metódy je veľmi presné meranie elektrického potenciálu medzi mernou (sklenenou) a referenčnou elektródou. Ako referenčná elektróda sa v tomto prípade dá využiť prakticky každá elektróda II. typu, teda elektródy, ktorých potenciál zostáva konštantný pri zmene prostredia v ktorom je ponorená. Najčastejšie sa tu uplatňuje kalomelová alebo argenchloridová porovnávacia elektróda. Kyslosť merného roztoku určuje elektrický potenciál mernej sklenenej elektródy. Základnú časť sklenenej elektródy tvorí tenká stena miniatúrnej banky zo špeciálneho skla. Vnútorňý objem banky je naplnený pufrom, teda roztokom o konštantnej pH. Elektrický potenciál medzi mernou a referenčnou elektródou sa meria citlivým potenciometrom, ktorý musí vykazovať vysoký vstupný odpor (minimálna

LABORATÓRNE CVIČENIA Z VLASTNOSTÍ LÁTOK

požiadavka je 1014 Ω , kvalitné prístroje majú parametre o rád lepšie). Komerčne dodávané prístroje súčasne tvoria merania napätia medzi elektródami priamo na hodnotu pH, ktorú zobrazuje digitálne na displeji. V súčasnej dobe sa potenciometrické meranie pH považuje za veľmi kvalitnú a komerčne zvládnutú inštrumentálnu techniku. Na trhu je celý rad prístrojov špičkovej kvality, umožňujúcich meranie pH s rozlíšením na 0,01 až 0,001 jednotky pH. Súčasne sú k dispozícii cenovo dostupné prístroje pre meranie v teréne (úpravy a čističky odpadových vôd, sledovanie kyslosti zásobných roztokov v priemysle...), ktoré síce nedosahujú špičkovú presnosť merania, ale umožňujú veľmi rýchle a ľahké získanie terénnych dát. Meranie pH sklenenou elektródou sa v súčasnej dobe neobmedzuje len na meranie kyslosti roztokov, ale je možné zakúpiť špeciálne elektródy na sledovanie kyslosti povrchov (napríklad navlhčený papier, zemina a podoba, vpichové elektródy pre meranie pH mäsa a iných potravín atď.) V medicíne slúžia miniatúrne pH elektródy na sledovanie pH krvi pacientov.

LABORATÓRNE CVIČENIE

PRÍPRAVA ROZTOKOV ZADANEJ KONCENTRÁCIE

Použitý materiál:

- koncentrovaná kyselina chlorovodíková
- hydroxid sodný
- uhličitan sodný
- destilovaná voda

Prístroje a pomôcky:

- váhy
- laboratórne sklo (odmerné banky, lievnik, lyžička)

Postup práce:

Prípravte nasledovné roztoky:

- roztok kyseliny chlorovodíkovej (HCl) koncentrácie $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- roztok hydroxidu sodného (NaOH) koncentrácie $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- roztok uhličitanu sodného (Na_2CO_3) koncentrácie $c = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

MERANIE pH ROZTOKOV POMOCOU LAKMUSOVÝCH PAPIERIKOV

Použitý materiál:

- pripravené roztoky
- lakmusový papierik

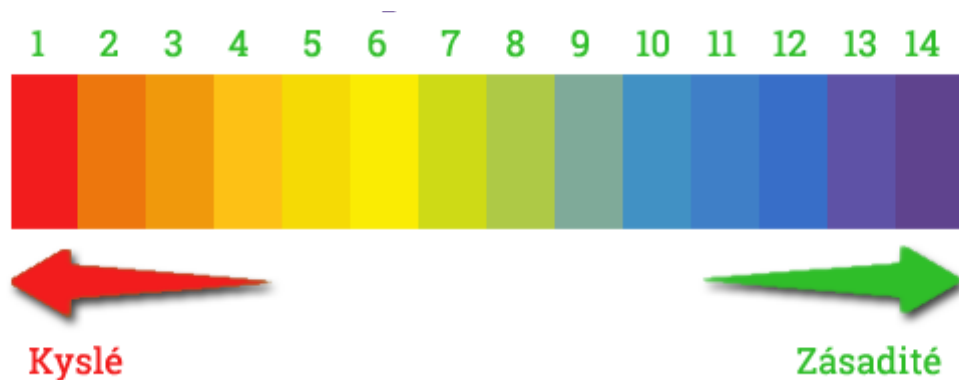
Prístroje a pomôcky:

- laboratórne sklo (banky)

Postup práce:

Vzorku pripraveného roztoku nalejte do banky a namočte lakmusový papierik do roztoku. Vytiahnite papierik z roztoku a počkajte kým sa sfarbí podľa pH tekutiny. Sfarbenie papierika porovnávajte s farebnou meracou škálou na obale balenia a určite pH roztoku. Meranie pH pomocou lakmusových papierov je veľmi jednoduché, no získane hodnoty slúžia len na orientačné určenie pH.

LABORATÓRNE CVIČENIA Z VLASTNOSTÍ LÁTOK



Obr. 5.1 Farebná pH škála lakmusových papierikov

Látka	pH
Kyselina v batériách	<1,0
Žalúdočné kyseliny	2,0
Citrónová šťava	2,4
Coca-Cola	2,5
Ocot	2,9
Šťava z pomarančov alebo z jablka	3,5
Pivo	4,5
Káva	5,0
Čaj	5,5
Kyslý dážď	< 5,6
Sliny onkologických pacientov	4,5 - 5,7
Mlieko	6,5
Destilovaná voda	7,0
Sliny zdravého človeka	6,5 - 7,4
Krv	7,34 - 7,45
Morská voda	8,0
Mydlo	9,0 - 10,0
Čpavok pre domáce použitie	11,5
Nehasené vápno	12,5
Lúh sodný pre domáce použitie	13,5

Obr. 5.2 Porovnanie pH vybraných roztokov podľa zafarbenia lakmusového papierika

MERANIE pH ROZTOKOV POMOCOU DIGITÁLNEHO pH METRA

Použitý materiál:

- pripravené roztoky

Prístroje a pomôcky:

- digitálny pH meter HI 9124 od firmy HANNA instruments
- laboratórne sklo (banky)

LABORATÓRNE CVIČENIA Z VLASTNOSTÍ LÁTOK

Postup práce:

Meranie vykonajte na digitálnom pH metre HI 9124 od výrobcu HANNA instruments. Digitálny pH meter je potrebné pred každým meraním kalibrovať pomocou kalibračných buffrov. Buffer je roztok s konštantnou hodnotou pH uvedenou na obale nádoby. Postup kalibrácie je nasledovný:

1. Zapnite zariadenie tlačidlom ON/OFF.
2. Spustite kalibráciu pomocou tlačidla CAL.
3. Pomocou tlačidiel so šípkami navolte hodnotu pH buffra, ktorým idete kalibrovať.
4. Vložte elektródy do buffra a počkajte, kým sa ustáli hodnota pH a zobrazí sa na displeji READY.
5. Uložte hodnotu pomocou tlačidla CFM.
6. Po úspešnom uložení hodnoty vložte elektródy do ďalšieho buffra inej pH.
7. Opäť pomocou šípek navolte hodnotu príslušného buffra.
8. Počkáme, kým sa zobrazí READY a stlačíme CFM.
9. Zariadenie je pripravené na meranie. Obe elektródy ponorte do banky so skúmaným roztokom a odčítajte na displeji hodnotu pH.

Výpočty:

Hodnotu pH kyselín možno vypočítať nasledovne:

$$\text{pH}_{\text{KYS}} = -\log(x c) \quad (5.4)$$

Premenná x vyjadruje či ide o jednosýtnu ($x = 1$), dvojsýtnu ($x = 2$) alebo trojsýtnu ($x = 3$) kyselinu. V prípade HCl sa jedná o jednosýtnu kyselinu. Premenná c ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) vyjadruje koncentráciu kyseliny v roztoku.

Hodnoty pH zásad sa počítajú nasledovne:

$$\text{pOH}_{\text{ZAS}} = -\log(x c) \quad (5.5)$$

$$\text{pH}_{\text{ZAS}} = 14 - \text{pOH}_{\text{ZAS}} \quad (5.6)$$

$$\text{pH}_{\text{ZAS}} = 14 + \log(x c) \quad (5.7)$$

kde premenná x opäť vyjadruje, o koľko sýtnu zásadu sa jedná, v našom prípade NaOH je jednosýtna zásada. V prípade uhličitanu sodného sa postupuje nasledovne:

$$\text{pH}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 14 - 0,5(\text{p}K_B + \log c) \quad (5.8)$$

kde premenná $\text{p}K_B$ je disociačná konštanta a pre Na_2CO_3 je jej hodnota $\text{p}K_B = 3,67$.

Vyhodnotenie merania:

Každé meranie pH zopakujte 3-krát a namerané hodnoty zapíšte do tabuľky. Vypočítajte priemerné hodnoty z nameraných pre každý roztok a spôsob merania. Takto získané hodnoty porovnajte s vypočítanými a vyhodnoťte podľa tabuľky 5.1.

LABORATÓRNE CVIČENIA Z VLASTNOSTÍ LÁTOK

Tabuľka 5.1 Vzor tabuľky na vyhodnotenie merania

Roztok	Číslo merania	Lakmusový papierik	Digitálny pH meter	Vypočítaná hodnota
HCl	1.			
	2.			
	3.			
	Priem. hodnota			
NaOH	1.			
	2.			
	3.			
	Priem. hodnota			
Na ₂ CO ₃	1.			
	2.			
	3.			
	Priem. hodnota			

Záver