

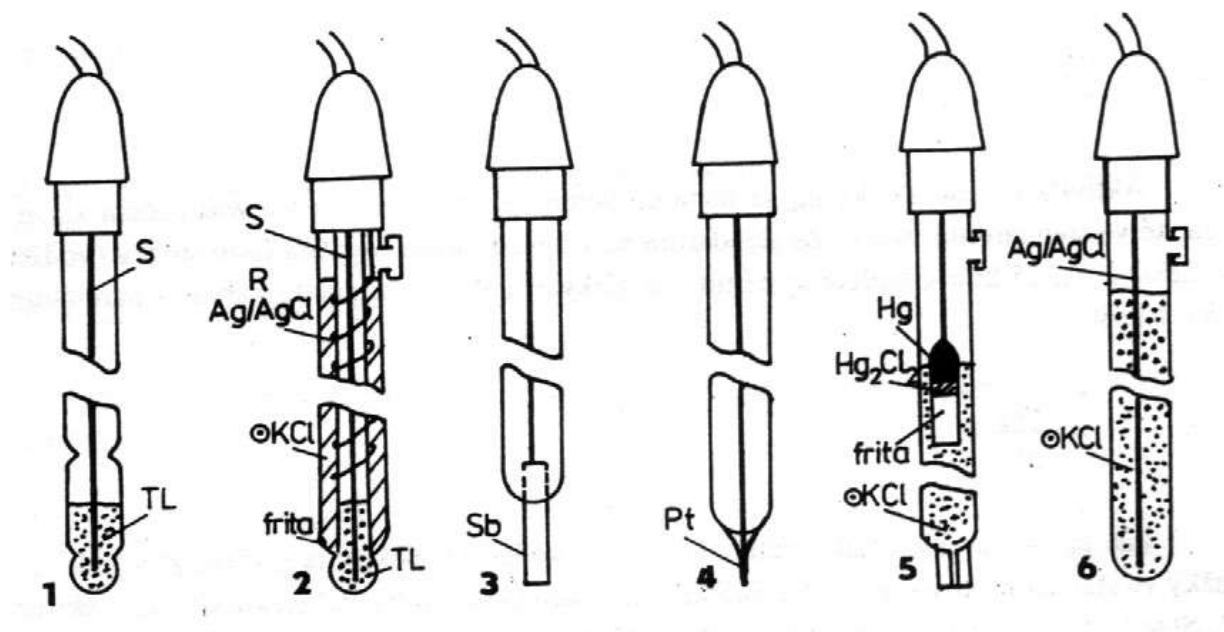
POTENCIOMETRICKÉ MĚŘENÍ pH

H. Vinšová, P. Zachař, K. Záruba

Obecné základy

Názvem potenciometrie se označují metody využívající pro stanovení aktivity (koncentrace) sledované látky měření elektromotorického napětí elektrochemických článků, které nejsou proudově zatíženy (článkem protéká prakticky nulový proud). Je-li aktivita stanovované složky určována přímo z hodnoty elektromotorického napětí článku, jedná se o přímou potenciometrii (např. měření pH). Změny napětí článku v závislosti na přidávku titračního činidla využívá potenciometrická titrace. Grafickým záznamem titrace s potenciometrickou indikací je titrační křivka, což je závislost elektromotorického napětí článku na objemu přidaného titračního činidla.

Elektrochemické články používané při potenciometrických metodách se skládají ze dvou elektrod: elektrody měrné (indikační), jejíž potenciál je závislý na koncentraci stanovované látky a elektrody referentní, jejíž potenciál je za daných podmínek konstantní. Jako referentní elektrody se používají např. elektrody chloridostříbrné, chloridortuťné (kalomelové) a merkurosulfátové; jako měrné pak většinou elektrody z kovu, jehož ionty jsou obsaženy v měřeném roztoku, nebo iontově selektivní elektrody membránové, z nichž nejznámější je elektroda skleněná.



Obr. 1. Elektrody pro měření pH

1 – skleněná elektroda, 2 – skleněná elektroda kombinovaná (spojená s referentní elektrodou), 3 – antimonová elektroda, 4 – platinová elektroda, 5 – merkurochloridová elektroda, 6 – argentchloridová elektroda, S – svodná elektroda, TL – tlumivý roztok

Elektromotorické napětí článku U (značeno také ΔE nebo EMN) je dáno rozdílem rovnovážných potenciálů elektrody měrné (indikační) a elektrody referentní

$$U = E_m - E_{ref} \quad (1)$$

Podle povahy konkrétní elektrody je její potenciál dán buď elektrodovým potenciálem, nebo membránovým potenciálem.

Elektrodový potenciál vzniká na fázovém rozhraní elektroda-elektrolyt. Probíhá-li na elektrodě elektrochemická reakce dle obecné rovnice



lze rovnovážný elektrodový potenciál v závislosti na aktivitách reagujících látek vyjádřit Nernstovou rovnicí

$$E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \ln \frac{a^c(C) \cdot a^d(D)}{a^a(A) \cdot a^b(B)} \quad (3)$$

kde E° je standardní elektrodový potenciál (z tabulek), R – plynová konstanta ($8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), T – absolutní teplota, F – Faradayova konstanta ($96485,3 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$), z – počet elektronů vyměněných při reakci, a – aktivity jednotlivých složek (v případě zředěných roztoků se nahrazují rovnovážnými koncentracemi) umocněné na odpovídající stechiometrické koeficienty.

Membránový potenciál vzniká na fázovém rozhraní membrána-elektrolyt, jestliže membránou může prostupovat pouze jediný ion. Důsledkem zabránění difuze odpovídajícího protiontu (např. sodného kationtu, jestliže bychom ponořili tuto elektrodu do roztoku fluoridu sodného) je vznik Donnanova potenciálu na obou stranách membrány a membránového potenciálu, který je jejich rozdílem ($\Delta\varphi$) a ho lze vypočítat podle vztahu

$$\Delta\varphi = \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_1}{a_2} \quad (4)$$

V roztoku uvnitř elektrody je aktivita iontu, který může difundovat membránou konstantní, a je do něj ponořena vnitřní referentní elektroda, pomocí níž je ISE spojena s měřicím přístrojem (voltmetrem). Potenciál ISE popisuje Nikolského-Eisenmanova rovnice ve tvaru

$$E = K + \frac{RT}{z_X F} \ln \left([X] + \sum_i \left(k_i [i]^{z_i} \right) \right) \quad (5)$$

kde K je konstanta, kterou je třeba pro danou elektrodu (membránu) zjistit, z_X – nábojové číslo iontu X (pro ionty H^+ je $z_X = +1$), X je ion, který selektivně difunduje membránou, i je interferující ion, z_i – nábojové číslo interferujícího iontu, k_i – koeficient selektivity, který vyjadřuje velikost vlivu interferujícího iontu na potenciál ISE. Koeficienty selektivity dané elektrody udává výrobce.

Hodnota pH je definována jako

$$\text{pH} = -\log a(\text{H}^+) \quad (6)$$

Protože v Nernstově i Nikolského rovnici se vyskytuje přirozený logaritmus, připomeňme z matematiky vztah mezi přirozeným ($\ln(x)$) a dekadickým ($\log(x)$) logaritmem

$$\ln x = \ln 10 \cdot \log x = 2,303 \log x \quad (7)$$

Konkrétně pro ionty H^+ dostáváme spojením rovnic (6) a (7)

$$\ln a_{\text{H}^+} = 2,303 \log a_{\text{H}^+} = -2,303 \text{ pH} \quad (8)$$

Měrné elektrody pro měření pH

Základní měrnou elektrodou pro měření pH je **vodíková elektroda**. Tato elektroda je realizována platinou potaženou platinovou černí a ponořenou do roztoku nasyceného vodíkem. Platinová čern katalyzuje disociaci molekulárního vodíku na atomární, který je v rovnováze s vodíkovými ionty dle rovnice



Rovnovážný potenciál lze vypočítat ze vztahu

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{\text{H}_2}}{a_{\text{H}^+}^2} \quad (10)$$

kde E° je standardní potenciál elektrody, a_{H_2} – aktivita vodíku, a_{H^+} aktivita iontů H^+ a ostatní veličiny byly vysvětleny dříve.

Standardní potenciál vodíkové elektrody E° byl mezinárodní konvencí (Stokholm, 1953) stanoven jako nulový za všech teplot.

Aktivita plynné složky a_{H_2} je dána poměrem fugacity vodíku v uvažovaném stavu k fugacitě ve standardním stavu. Za standardní stav byla zvolena fugacita čisté složky (vodíku) při tlaku 101,325 kPa a teplotě systému. Za nízkých tlaků lze fugacitu nahradit parciálními tlaky a psát

$$a_{\text{H}_2} = \frac{f_{\text{H}_2}}{f} = \frac{p_{\text{H}_2}}{p^\circ} \quad (11)$$

kde p_{H_2} je parciální tlak vodíku, kterým je vodíková elektroda sycena, p° – tlak čisté složky ve standardním stavu, tj. 101,325 kPa. Po dosazení a úpravě dostaneme výraz pro výpočet potenciálu vodíkové elektrody

$$E = \frac{RT}{F} \ln \frac{p^\circ a_{\text{H}^+}}{p_{\text{H}_2}} \quad (12)$$

Vodíková elektroda, pro kterou platí $p_{\text{H}_2} = p^\circ$ a $a_{\text{H}^+} = 1$, je označována jako standardní vodíková elektroda a byla vzata jako základ pro vzájemné porovnávání potenciálů ostatních elektrod.

Skleněná elektroda (obr. 1) patří mezi membránové iontově selektivní elektrody. Je tvořena tenkou skleněnou membránou (nejčastěji kulovitěho tvaru), zhotovenou ze speciálního sodno-vápenatého skla. Elektroda je naplněna tlumičem o konstantním pH, do kterého je ponořena vnitřní referentní elektroda, označovaná také jako svodná elektroda. Nejčastěji se k tomuto účelu používá elektroda chloridostříbrná. Působením vody dochází k hydrolýze skleněné membrány a k vzájemné výměně sodíkových iontů ze skla za vodíkové ionty z roztoku.

Není-li elektroda citlivá na aktivitu sodíkových iontů, lze potenciál skleněné elektrody daný rovnicí (5) vyjádřit zjednodušeným vztahem

$$E = K + \frac{RT}{F} \ln a_{H^+} = K - 2,303 \frac{RT}{F} \text{pH} \quad (13)$$

kde K je konstanta elektrody, která je závislá na složení použitého skla, způsobu výroby, vnitřní náplni elektrody a použité svodné elektrodě, R – plynová konstanta ($8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), T – absolutní teplota, F – Faradayova konstanta ($96485,3 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$), a_{H^+} – aktivita iontů H^+ (v případě zředěných roztoků se nahrazuje rovnovážnou koncentrací).

Měření aktivity iontů H^+ , resp. měření pH, skleněnou elektrodou ze sodno-vápenatých skel je v silně alkalických roztocích ($\text{pH} > 12$) zatíženo **sodnou (alkalickou) chybou**. Naměřená hodnota pH je menší než teoretická. V silně kyselých roztocích ($\text{pH} < 1$) se uplatňuje **kyselá chyba**. Naměřená hodnota pH je větší než teoretická. Tyto chyby lze eliminovat použitím elektrod zhotovených ze speciálních lithných skel. Na výslednou hodnotu potenciálu skleněné elektrody má vliv i tzv. **asymetrický potenciál**, jehož vznik nebyl dosud jednoznačně objasněn. Hodnota asymetrického potenciálu je pro každou elektrodu jiná a s časem se mění (pozvolna klesá).

Uvedené chyby se v praxi nejčastěji eliminují kalibrací měřicího zařízení, tj. použitého přístroje a indikačního článku, pomocí standardních roztoků.

Protože potenciál skleněné elektrody je výsledkem iontově výměnné reakce, není měření skleněnou elektrodou ovlivňováno přítomností oxidačně-redukčních soustav, iontů těžkých kovů, bílkovin, povrchově aktivních látek a některých organických rozpouštědel. Nevýhodou skleněné elektrody je její křehkost a vysoký odpor (řádově $M\Omega$), což vyžaduje použití měřicích přístrojů s vysokou vstupní impedancí.

Pro měření aktivity iontů H^+ lze použít i **metalicko-oxidových elektrod**. Jedná se o elektrody z kovů, které se nerozpouštějí ve zředěných kyselinách ani hydroxidech a jejich oxidy případně hydroxidy jsou málo rozpustné jako v případě Sb, Bi, Te apod. Nejčastěji se používá **elektroda antimonová (obr. 1)** Tato elektroda je obvykle tvořena tyčinkou z čistého antimonu, na jehož povrchu se po ponoření do měrného roztoku vytvoří film oxidu antimonitého. Reakci probíhající na elektrodě lze popsat rovnicí



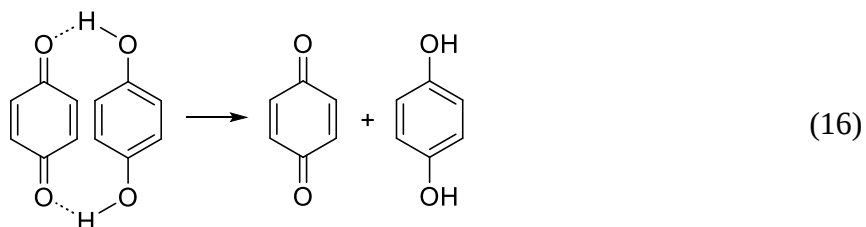
a potenciál vztahem

$$E = E^\circ_{\text{Sb}} + \frac{RT}{F} \ln a_{H^+} = E^\circ_{\text{Sb}} - 2,303 \frac{RT}{F} \text{pH} \quad (15)$$

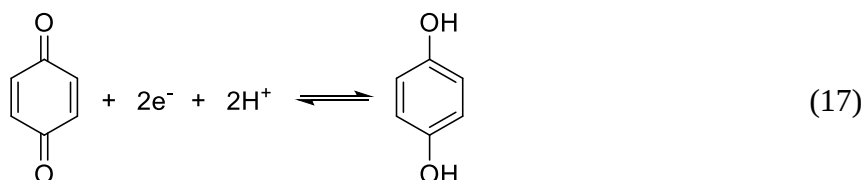
Dle tohoto vztahu by měl být potenciál antimonové elektrody lineární funkcí pH. Ve skutečnosti tomu tak v celém rozsahu není a křivka závislosti potenciálu na pH se skládá z několika lineárních částí o rozdílných směrnících. V praxi se antimonová elektroda používá v rozmezí pH 2,5 – 9 a 10 – 13, tj. v oblastech lineární závislosti potenciálu na $\ln a_{H^+}$.

Hodnota potenciálu antimonové elektrody je závislá na přítomnosti kyslíku v roztoku, jakosti povrchu elektrody, míchání apod. Nedá se použít pro měření v přítomnosti silných oxidačních a redukčních činidel a látek, které tvoří s ionty antimonu komplex (kyselina vinná, kyselina šťavelová). K ustálení potenciálu dochází po cca 20 min. I přes tyto nedostatky lze za použití kalibračního grafu a při odečítání měřených hodnot ve stejných časových intervalech dosáhnout uspokojivých výsledků.

Další elektrodou pro měření pH využívající redoxní reakce je **elektroda chinhydronová**, realizovaná platinovým plíškem nebo drátkem (**obr. 1**), ponořeným do měřného roztoku nasyceného chinhydronem. Ten se ve vodném roztoku štěpí na chinon a hydrochinon dle schématu



Rovnovážný stav mezi oběma složkami redoxního páru je závislý na aktivitě vodíkových iontů v roztoku



a potenciál elektrody je dán vztahem

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{C_6H_6O_2}}{a_{C_6H_4O_2} \cdot a_{H^+}^2} \quad (18)$$

Pokud je rovnovážná koncentrace hydrochinonu a chinonu stejná, (v roztocích o pH < 8), je potenciál elektrody vyjádřen vztahem:

$$E = E^\circ + \frac{RT}{F} \ln a_{H^+} = E^\circ - 2,303 \frac{RT}{F} \text{pH} \quad (19)$$

Elektroda je vhodná pro měření do pH = 8,5. Při vyšším pH se už uplatňuje disociace hydrochinonu a jeho oxidace vzdušným kyslíkem, což vede k nesprávným hodnotám pH.

Chinhydronovou elektrodu nelze použít pro měření pH roztoků, které obsahují oxidující nebo redukující látky, tuky, bílkoviny, kyselinu boritou a boritany. I přes toto omezení je často používanou elektrodou především pro její snadnou přípravu a možnost měření v malých

objemech roztoků (0,5 – 1,0 ml). Ustálení potenciálu probíhá rychle (10 až 15 s), pokud nejsou v roztoku rušivé látky.

Referentní elektrody

Požadavky na referentní elektrodu je možno shrnout do několika bodů:

- a) elektroda musí být reverzibilní, chovat se podle Nernstovy rovnice,
- b) potenciál elektrody musí být časově stálý, nezávislý na malém proudovém zatížení.
- c) elektroda musí vykazovat malou teplotní hysterezi při opakovaných teplotních změnách,
- d) potenciál elektrody musí být nezávislý na koncentraci stanovované složky.

Při potenciometrických měřeních pH se jako referentní elektrody nejčastěji používají elektrody chloridostříbrné nebo merkurochloridové (kalomelové).

Chloridostříbrná elektroda (obr. 1) je tvořena stříbrným drátkem (nebo Pt drátkem s elektrolyticky vyloučeným stříbrem) pokrytým chloridem stříbrným, ponořeným do roztoku alkalického chloridu (popř. kyseliny chlorovodíkové), nasyceného chloridem stříbrným. Elektrodová reakce je dána rovnicí



a potenciál elektrody se vypočítá ze vztahu

$$E = E^\circ - \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Cl}^-} \quad (21)$$

V článku s měrnou skleněnou elektrodou se chloridostříbrná referentní elektroda používá nejčastěji.

Merkurochloridová elektroda (obr. 1) je tvořena rtuťovou elektrodou převrstvenou suspenzí chloridu rtuťného (kalomelu) v roztoku chloridu draselného. Elektrodová reakce je vyjádřena rovnicí



a její potenciál

$$E = E^\circ - \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Cl}^-} \quad (23)$$

Potenciometrické měření pH ve vodných roztocích

K potenciometrickému měření napětí se nejčastěji používá článek tvořený pracovní skleněnou iontově-selektivní elektrodou a referentní elektrodou (nejčastěji chloridostříbrnou), které jsou ponořeny do měřeného roztoku. Velmi často se používá kombinovaná skleněná elektroda, ve které je celý článek spojený v jeden kompaktní celek (viz **obr. 1**). Spojením rovnic (1) a (13) dostáváme lineární vztah mezi měřeným elektromotorickým napětím U a hodnotou pH

$$U = E_m^{\square} - E_{ref}^{\square} = k - 2,303 \frac{RT}{F} \text{pH} - E_{ref}^{\square} = K - S \text{pH} \quad (24)$$

Parametry lineární závislosti úsek K a směrnici S je třeba určit experimentálně tak, že se provede tzv. **kalibrace**, kdy se změří hodnota napětí minimálně dvou roztoků o známém pH. Pro kalibraci stupnice pH metrů se používají primární standardy navržené NIST (*National Institute of Standards Technology, USA*, viz *Fogl, Volka: Analytické tabulky*).

Teoretickou hodnotu směrnice lze vypočítat dosazením do rovnice (24). Pro teplotu 25 °C dostáváme

$$S = 2,303 \frac{RT}{F} = 2,303 \frac{8,314 \cdot 298,15}{96485} = 0,0592 \text{ V} \quad (25)$$

U běžných pH metrů je obvyklé, že měřená hodnota napětí článku se po kalibraci rovnou přepočítává na pH, které je zobrazeno na displeji přístroje.

Tlumivé roztoky (pufry)

Tlumivé roztoky nebo pufry jsou roztoky odolávající změnám pH při svém ředění vodou nebo při malém přídavku silné kyseliny nebo silné zásady. Typicky je tvoří směs slabé kyseliny a k ní konjugované zásady (např. směs kyseliny octové a octanu nebo směs vodného roztoku amoniaku a amonných iontů). Název „tlumivý roztok“ je odvozen od schopnosti tlumit účinek malého přídavku silné kyseliny nebo zásady na změnu pH tohoto roztoku.

Tlumivý roztok lze připravit buď smísením obou složek (kyseliny a k ní konjugované zásady), nebo částečnou neutralizací slabé kyseliny silnou zásadou nebo slabé zásady silnou kyselinou. Tlumivý roztok tvoří také směsi s hydrogensolemi. Vždy však musí být přítomny obě formy – kyselina a k ní konjugovaná zásada, proto například fosfátový tlumivý roztok tvoří směs alkalické soli dihydrogenfosforečnanu (konjugovaná kyselina) a alkalické soli hydrogenfosforečnanu (konjugovaná zásada)¹.

Vztah pro výpočet pH tlumivého roztoku lze odvodit z definice disociační konstanty slabé kyseliny $K_a(\text{HA})$ a definice pH. Při rovnosti aktivit a bezrozměrných rovnovážných koncentrací platí pro rovnovážnou koncentraci iontů H^+

$$[\text{H}^+] = K_a(\text{HA}) \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad (26)$$

Zanedbáme-li hydrolýzu slabé kyseliny i zásady, platí látkové bilance

$$[\text{HA}] = c(\text{HA}) \quad \text{a} \quad [\text{A}^-] = c(\text{A}^-) \quad (27)$$

Dosazením do rovnice (26) a zlogaritmováním dostáváme rovnici pro výpočet pH tlumivého roztoku ve tvaru

¹ Dalším příkladem je uhličitánový pufr tvořený směsí NaHCO_3 a Na_2CO_3 .

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}}(\text{HA}) - \log \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)} \quad (28)$$

která bývá označována jako Hendersonova-Hasselbalchova rovnice.

Tlumivé roztoky lze využít také ke kalibraci pH metru. Často bývají dodávány výrobcem společně s elektrodou, a to zejména pufr ftalátový (pro pH = 4), fosfátový (pro pH = 7) a borátový (pro pH = 9).

Kromě těchto standardů existuje řada univerzálních tlumivých roztoků připravených v laboratoři mísením několika roztoků. Mezi tlumivé roztoky s širokou škálou použití patří např. Brittonovy-Robinsonovy tlumivé roztoky použitelné podle složení v rozmezí pH 1,81 až 11,98 (viz např. *Fogl, Volka: Analytické tabulky*). Tyto tlumivé roztoky však nelze použít pro kalibraci přístroje.

Tlumivá kapacita β (též pufrací kapacita) je schopnost udržovat určitou hodnotu pH i po přidavku menšího množství silné kyseliny nebo zásady. Kvantitativně ji lze vyjádřit výrazem

$$\beta = -\frac{dc_{\text{k}}}{d\text{pH}} = -\frac{dc_{\text{z}}}{d\text{pH}} \quad (29)$$

kde c_{k} resp. c_{z} jsou přidaná látková množství silné kyseliny resp. silné zásady vztažená na objem 1 l. Jednotka tlumivé kapacity je $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Tlumivá kapacita je definována tak, aby měla vždy kladnou hodnotu. Slovně lze tlumivou kapacitu definovat jako látkové množství silné kyseliny nebo zásady, které v objemu 1 l tlumivého roztoku způsobí změnu pH o jednotku.

Další parametr charakterizující tlumivý roztok je **zřed'ovací faktor**, což je údaj o změně pH kterou vyvolá zředění tlumiče vodou na dvojnásobný objem.

Neutralizační titrace s potenciometrickou indikací

Při neutralizační titraci dochází k reakci



což má za následek změny v aktivitě (koncentraci) hydroxoniových iontů, které jsou indikovány obvykle pomocí elektrochemického článku využívajícího skleněné elektrody. Grafickým znázorněním závislosti elektromotorického napětí článku na přidaném objemu titračního činidla je titrační křivka, která mívá obvykle typický esovitý tvar.

Návod laboratorní práce

POTENCIOMETRICKÉ MĚŘENÍ pH A NEUTRALIZAČNÍ TITRACE S POTENCIOMETRICKOU INDIKACÍ KONCE TITRACE

Úkoly:

1. Proved'te kalibraci pH metru
2. Změřte pH vzorku A.
3. Připravte roztok NaOH o $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ a stanovte jeho titr.
4. Stanovte hmotnost kyseliny fosforečné a dihydrogenfosforečnanu draselného ve vzorku B.
5. Připravte Brittonův-Robinsonův tlumič o daném pH a změřte skutečnou hodnotu pH tlumiče.
6. Určete zřed'ovací faktor a pufrací kapacitu připraveného Brittonova-Robinsonova pufru.
7. Zpracujte výsledky.

Přístroje a zařízení

V laboratoři je používán pHmetr pH8+DHS s kombinovanou skleněnou elektrodou. Skleněná kombinovaná elektroda byla popsána v úvodní části.

Přístroj pH8+DHS umožňuje měření pH, stejnosměrného napětí a teploty. Je vybaven automatickým rozpoznáváním pufrů a využívá vícebodovou kalibraci. Přístroj je rovněž vybaven pamětí na uložení naměřených hodnot. Displej zobrazuje kromě měřené veličiny i hodnoty pufrů, na které byla prováděna kalibrace, stav elektrody a GLP funkce.

Přístroj je konstruován jako digitální milivoltmetr cejchovaný v jednotkách pH a mV, napájený z baterie nebo adapteru 12 V. Přístroj umožňuje měření pH v rozsahu -2 až 16 s rozlišením $0,01$ a s přesností $\pm 0,02$ jednotky pH, napětí v rozsahu -2000 až 2000 mV s rozlišením 1 mV. Přístroj je vybaven teplotní kompenzací pro teploty -10 až 110 °C s přesností $\pm 0,5$ °C. Přístroj umožňuje interní komunikaci pomocí grafického displeje a také i externí komunikaci pomocí převodu dat do počítače.

Vzhled přístroje a umístění ovládacích prvků je patrné z **obr. 2**.

Příprava přístroje k měření

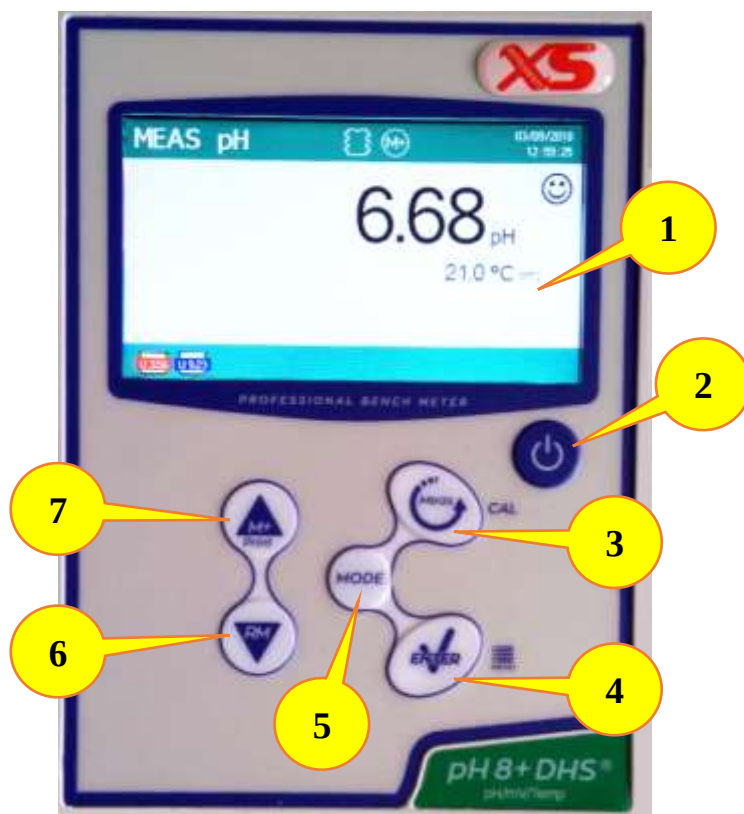
Kombinovanou skleněnou elektrodu připojíme na zdířku typu BNC (*Bayonet Neill Concelman* konektor) označenou jako pH/mV v zadní části přístroje.

Zapneme přístroj hlavním vypínačem (2) na zadním panelu přístroje. Zapojení je signalizováno zvukovým signálem a rozsvícením displeje (1). V základním nastavení je přístroj v módu měření pH.

Provedeme nastavení teploty. Zkontrolujeme, že je přístroj nastaven na manuální kompenzaci teploty (symbol MTC vedle údaje teploty na displeji). Podržením tlačítka (6) nebo (7) po dobu 3 sekund aktivujeme nastavení teploty (zobrazí se šipky nahoru/dolu u hodnoty

teploty) a tlačítka (6) a (7) nastavíme aktuální teplotu v laboratoři. Hodnotu potvrdíme tlačítkem (4).

Provedeme 2 bodovou kalibraci přístroje v režimu pH.



Obr. 2. Čelní panel pH metru pH8+ DHS

1 – alfanumerický displej, 2 – hlavní vypínač, 3 – tlačítko „zpět“ při stisknutí nebo „kalibrace“ při podržení po dobu 3 s, 4 – tlačítko pro zobrazení menu při měření a potvrzení volby v menu, 5 – tlačítko pro volbu módu zobrazení (pH analog, pH digital, mV), 6 a 7 – tlačítka pro volbu číselné hodnoty či pohyb v menu

Pracovní návod

1. Kalibrace přístroje pro měření pH

Kalibrace přístroje je prováděna podle předpokládané oblasti měření pH na dva vhodně zvolené kalibrační roztoky o přesně známé hodnotě pH. V této laboratorní úloze použijeme nasycený roztok hydrogenvinanu draselného (při 25 °C), jehož pH je 3,56 a při teplotách 15 – 25 °C je prakticky konstantní. Jako druhý kalibrační roztok použijeme roztok tetraboritanu sodného (boraxu) o koncentraci $0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$, který ve vodném roztoku disociuje na směs kyseliny borité a boritanu, a jehož pH se podle teploty v intervalu 15 – 25 °C pohybuje v rozmezí 9,28 – 9,18.

Provedeme dvoubodovou manuální kalibraci přístroje:

Po dobu tří sekund podržíme tlačítko (3) pro vstup do kalibračního módu. Zobrazí se symbol opláchnutí elektrody: elektrodu opláchneme destilovanou vodou, opatrně osušíme buničinou, potvrdíme tlačítkem (4) a ponoříme elektrodu do prvního kalibračního pufru (na pořadí pufrů nezáleží) tak, aby byla ponořena i keramická frit. **(Pozor na rozbití měrné části skleněné elektrody – baničky! Je z tenkého skla.)**

Aktuální zobrazenou hodnotu pH nastavíme pomocí tlačítek (6)(7) na skutečnou hodnotu pH pufru a po zobrazení symbolu ☺ potvrdíme tlačítkem (4). Ve spodní levé části displeje se zobrazí ikona kádinky s hodnotou pH uloženého pufru. Zobrazí se opět symbol pro opláchnutí elektrody: elektrodu opláchneme destilovanou vodou, opatrně osušíme buničinou, potvrdíme tlačítkem (4) a ponoříme elektrodu do druhého kalibračního pufru. Nastavíme hodnotu pH pufru a po zobrazení symbolu ☺ potvrdíme tlačítkem (4). Ve spodní levé části displeje se zobrazí druhá ikona kádinky s hodnotou pH pufru. Kalibraci ukončíme tlačítkem (3). Zobrazenou tabulku s kalibračními daty zavřeme tlačítkem (3).

Elektrodu vysuneme z roztoku, opláchneme, a pokud nebudete ihned pokračovat v měření, ponořte elektrodu do destilované vody. Přístroj a elektrody jsou připraveny pro další měření.

Kalibraci přístroje se dvěma kalibračními roztoky je vhodné opakovat alespoň jednou za den.

2. Měření pH vzorku A

Měření pH roztoku A provedeme bezprostředně po kalibraci pHmetru.

Analyzovaný vzorek přelijeme do čisté suché kádinky o objemu 25 ml, vložíme do něj čisté suché míchadlo a postavíme ho na magnetickou míchačku. Do roztoku vložíme opláchnutou a osušenou elektrodu tak, aby byla ponořena i část elektrody s fritou.

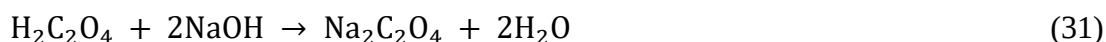
Zaznamenáme ustálenou hodnotu pH. Pokud měříme více vzorků, je nutné při značně rozdílných hodnotách pH vzorků počkat na ustálení 2 až 3 minuty.

Před každým dalším měřením opláchneme elektrody destilovanou vodou a osušíme je (buničinou nebo filtračním papírem).

3. Příprava 0,2 mol·l⁻¹ NaOH a stanovení jeho titru titrací kyseliny šťavelové

Při manipulaci s roztokem NaOH používejte vždy ochranné brýle! Požadovaný roztok NaOH připravíme ředěním 1 mol·l⁻¹ NaOH, který je v laboratoři k dispozici. Potřebný objem 1 mol·l⁻¹ NaOH odměříme odměrným válcem, vlijeme do menšího množství destilované vody v 500 ml odměrné baňce, promícháme a doplníme po značku destilovanou vodou a roztok opět důkladně promícháme.

Titř (přesnou koncentraci) roztoku NaOH stanovíme titrací na dihydrát kyseliny šťavelové jakožto základní látku. Při neutralizaci kyseliny šťavelové hydroxidem sodným do 2. stupně² probíhá reakce:



3.1 Postup měření

K titraci navážíme tolik dihydrátu kyseliny šťavelové, aby spotřeba NaOH byla 25 ml (poloviční objem byrety). Pro výpočet látkového množství dihydrátu kyseliny šťavelové předpokládáme stechiometrii dle rovnice (31), přičemž látkové množství NaOH v dané reakci odpovídá objemu $V(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ l}$ a koncentraci $c(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Při přepočtu látkového množství na hmotnost nezapomeňte, že kyselina šťavelová jakožto základní látka je ve formě dihydrátu, $M(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126,066 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Navážku dihydrátu kyseliny určíme s přesností 0,1 mg.

Znamé množství odváženého dihydrátu kyseliny šťavelové rozpustíme ve 150 ml kádince v malém množství vody (ca 50 ml), do kádinky vložíme opláchnuté míchadlo a kádinku umístíme na magnetickou míchačku a necháme rozpustit. Do roztoku ponoříme opláchnutou kombinovanou skleněnou elektrodu tak, aby měrná baníčka elektrody byla dostatečně vysoko nad míchadlem (zajišťuje zádržka na stojanu). Roztok v kádince naředíme vodou tak, aby byla ponořena i část elektrody s fritou a roztok řádně promícháme.

Byretu propláchneme roztokem NaOH (0,2 mol·l⁻¹), naplníme a nastavíme nulovou hodnotu. Za stálého míchání přidáváme z byrety titrační činidlo a do tabulky zaznamenáváme hodnoty pH v závislosti na jeho přidaném objemu. Po každém přidavku vyčkáme ustavení rovnováhy (kontrola na displeji pH metru symbol ☺). Tato doba nebývá obvykle delší než 30 sekund.

Při první titraci proměříme postupně celou titrační křivku přidavky po 1 ml titračního činidla až do dosažení pH téměř 12, tj. při koncentraci NaOH přibližně 0,2 mol·l⁻¹ do spotřeby 35 až 40 ml.

S využitím programu MS Excel zkonstruujeme titrační křivku a určíme spotřebu na konci titrace.

Titraci opakujeme s dalšími dvěma navážkami dihydrátu kyseliny šťavelové o přibližné shodné hmotnosti. Při výrazněji odlišné hmotnosti navážky (odchylka větší než 0,0010 g) je třeba vypočítat, jak se změní spotřeba titračního činidla do bodu ekvivalence. Počáteční přidavky NaOH volíme větší (2 až 5 ml) a teprve v okolí bodu ekvivalence zmenšíme přidavky

² Pozn. bod ekvivalence odpovídající neutralizaci kyseliny šťavelové do 1. stupně se na titrační křivce projeví pouze nepatrně a identifikovat ho lze pomocí zobrazení hodnot celé titrační křivky.

na 0,2 ml. Zaznamenejme alespoň 4 přídavky před a 4 za bodem ekvivalence. V této oblasti odměřujeme přídavky titračního činidla velmi pečlivě, jinak by bylo měření zatíženo značnou chybou.

Z těchto opakovaných měření určíme výpočtem spotřebu titračního činidla na konci titrace³ a tomu odpovídající titr NaOH. Takto stanovené titry by se měly shodovat v jednotkách procent. V případě většího rozdílu výsledků bude třeba stanovení po dohodě s vyučujícím asistentem opakovat.

3.2 Určení spotřeby titračního činidla na konci titrace

Numerická metoda určení konce titrace využívá skutečnosti, že v inflexním bodě je druhá derivace závislosti pH na přidaném objemu NaOH rovna nule. Naměřené hodnoty objemu $V(\text{NaOH})$ a pH se zapíší do tabulky (**tab. I**) a vypočtou se difference ΔV , $\Delta^1\text{pH}$, $\Delta^2\text{pH}$. Objem titračního činidla na konci titrace se vypočte ze vztahu

$$V_x = V_n + \Delta V_n \frac{\Delta^2\text{pH}_n}{\Delta^2\text{pH}_n - \Delta^2\text{pH}_{n+1}} \quad (32)$$

kde V_x je hledaný objem titračního činidla, V_n – objem činidla odpovídající poslední kladné druhé diferenci pH, ΔV – konstantní přídavek činidla v okolí bodu ekvivalence, $\Delta^2\text{pH}_n$ – poslední kladná hodnota druhé difference, $\Delta^2\text{pH}_{n+1}$ – první záporná hodnota druhé difference, přičemž

$$\Delta^1\text{pH}_n = \text{pH}_n - \text{pH}_{n-1} \quad \text{a} \quad \Delta^2\text{pH}_n = \Delta^1\text{pH}_{n+1} - \Delta^1\text{pH}_n \quad (33)$$

Tabulka I. Příklad změřených a vypočtených hodnot titrační křivky

Objem $V(\text{NaOH})$ (ml)	ΔV (ml)	pH	$\Delta^1\text{pH}$	$\Delta^2\text{pH}$
24,4		5,13		
24,6	0,2	5,34	0,21	0,07
24,8	0,2	5,62	0,28	0,10
25,0	0,2	6,00	0,38	2,18
25,2	0,2	8,56	2,56	-1,21
25,4	0,2	9,91	1,35	-0,91
25,6	0,2	10,35	0,44	-0,91

Pro hodnoty uvedené v **tab. I** dostaneme po dosazení:

$$V_x = 25,0 + 0,2 \frac{2,18}{2,18 - (-1,21)} = 25,13 \text{ ml}$$

V laboratoři je k dispozici počítač s programem MS Excel na vyhodnocování titračních křivek a zjištění konce titrace je možno provádět přímo na tomto počítači.

³ Bod ekvivalence je teoretická hodnota. Konec titrace určujeme experimentálně. Konec titrace splývá s bodem ekvivalence, pokud není metoda zatížena systematickou chybou.

3.3 Výpočet titru odměrného roztoku NaOH

Z rovnice (31), na níž je stanovení založeno, vyplývá, že $n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4):n(\text{NaOH}) = 1:2$, tedy $n(\text{NaOH}) = 2n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$, kde látkové množství kyseliny šťavelové je dáno navážkou $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ a molární hmotností $M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$. Z látkového množství $n(\text{NaOH})$ při známé spotřebě $V_x(\text{NaOH})$ se vypočítá koncentrace titračního činidla – tzv. titr NaOH. Titr se určuje na čtyři platné číslice, v našem případě na čtyři desetinná místa (např. 0,2026 mol·l⁻¹).

4. Stanovení obsahu H_3PO_4 a KH_2PO_4 ve vzorku B

Stanovení je založeno na dvoustupňové neutralizační titraci. Rozlišení jednotlivých stupňů je umožněno dostatečně rozdílnými hodnotami disociačních konstant kyseliny fosforečné ($K_{a1} = 6,9 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 4,8 \cdot 10^{-13}$, $t = 25^\circ\text{C}$, *Fogl, Volka, Analytické tabulky*). Tato metoda je v praxi využívána při analýze hnojiv na bázi fosforečnanů.

Při úplné neutralizaci kyseliny trihydrogenfosforečné alkalickým hydroxidem sodným probíhají postupně tyto reakce



Při stanovení samotných H_3PO_4 a H_2PO_4^- nebo v jejich směsi využíváme titrace do 1. a 2. stupně (rovnice (34) a (35)). Titrační křivka je na **obr. 3**. V případě titrace samotné kyseliny trihydrogenfosforečné pozorujeme na titrační křivce dva inflexní body, přičemž platí vztah mezi objemy NaOH v prvním a druhém inflexním bodě: $V_c = 2V_1$. V případě titrace samotného H_2PO_4^- se objeví pouze jeden inflexní bod odpovídající titraci do 2. stupně. Je-li ve vzorku obsažena směs obou látek, je spotřeba NaOH ve druhém stupni vyšší právě o obsah H_2PO_4^- v původním vzorku. V takovém případě platí, že spotřeba NaOH odpovídající obsahu H_3PO_4 v alikvotním podílu roztoku vzorku je V_1 a obsah H_2PO_4^- v alikvotním podílu roztoku vzorku je dán objemem NaOH $V_2 = V_c - 2V_1$ (viz **obr. 3**).

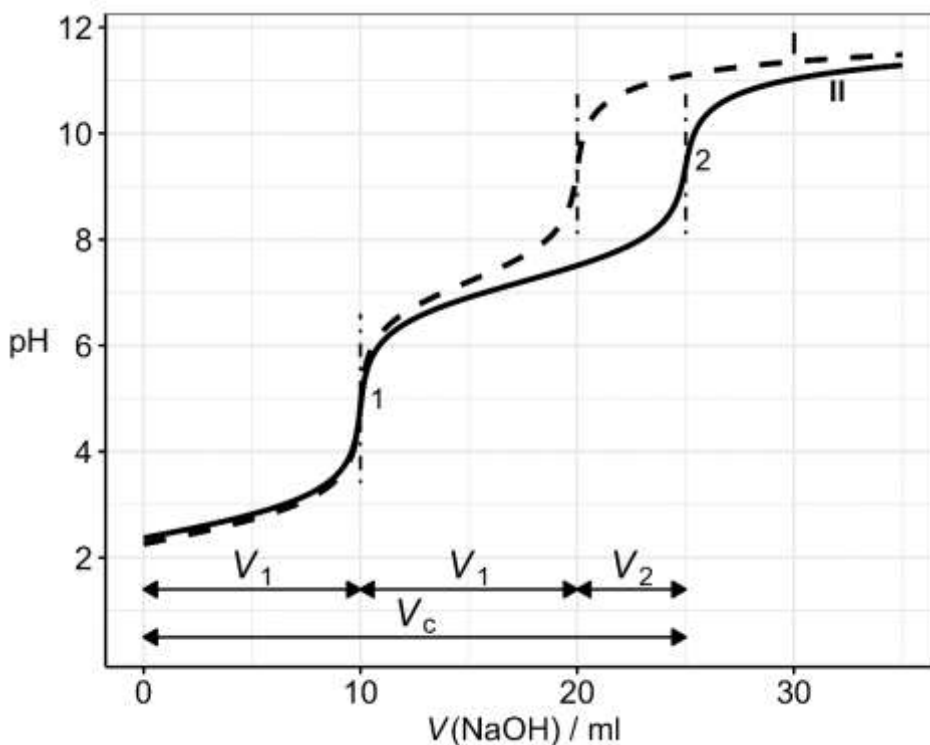
4.1 Postup

Vzorek B obsahuje buď kyselinu trihydrogenfosforečnou nebo směs kyseliny a dihydrogenfosforečnanu draselného. Roztok vzorku v odměrné baňce doplníme po značku (100 ml) a promícháme. Alikvotní podíl 25 ml vzorku odpipetujeme do čisté 150 ml kádinky umístěné na magnetické míchačce, naředíme destilovanou vodou tak, aby kombinovaná skleněná elektroda byla dostatečně ponořena (nad fritu) a za stálého míchání titrujeme roztokem NaOH o známém titru (přibližně 0,2 mol·l⁻¹).

Přidávky při orientačním stanovení volíme po 1 ml v celém rozsahu spotřeby až do dosažení pH mezi 11 a 12. Hodnoty pH v závislosti na objemu přidaného titračního činidla zaznamenáváme do tabulky a pomocí programu MS Excel zjistíme přibližně inflexní body na titrační křivce.

Titraci opakujeme ještě dvakrát vždy s dalšími 25 ml vzorku. Při těchto titracích se zaměříme na okolí 1. a 2. inflexního bodu (pokud jsou oba zjištěny), tj. na oblasti mezi pH 3 až 6 a 8 až 11. V těchto oblastech přidáváme stejné objemy titračního činidla (0,1 nebo 0,2 ml) a do

tabulky zaznamenáme objem titračního činidla a změřené pH pro alespoň 4 přídavky před a 4 za bodem ekvivalence.



Obr. 3. Příklad titrační křivky H_3PO_4 (I) a směsi H_3PO_4 a KH_2PO_4 (II)

V_1 – spotřeba titračního činidla odpovídající obsahu H_3PO_4 ; V_2 – spotřeba titračního činidla odpovídající obsahu KH_2PO_4 ; V_c – celková spotřeba titračního činidla

4.2 Určení spotřeby titračního činidla na konci titrace a výpočet množství H_3PO_4 a KH_2PO_4 ve vzorku

Výpočtem s použitím vztahu (32) zjistíme spotřeby titračního činidla v inflexních bodech titrační křivky (V_1 a V_c). Vypočítáme objem V_2 . Přepočtem na celkový objem vzorku (100 ml) určíme hmotnosti H_3PO_4 a KH_2PO_4 v původním vzorku. K výpočtu použijeme vztah

$$m(A)_{vz} = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})_{kt} \cdot \frac{V_{vz}}{V_a} \cdot M(A) \quad (37)$$

kde $m(A)_{vz}$ je celková hmotnost analytu v původním vzorku B, $V(\text{NaOH})_{kt}$ – objem odměrného roztoku NaOH na konci titrace odpovídající objemu V_1 resp. V_2 , V_{vz} – celkový objem vzorku, V_a – objem alikvotního podílu (část objemu vzorku odměřená na jednu titraci) a $M(A)$ – molární hmotnost analytu ($M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 136,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Výsledky paralelních stanovení porovnáme, uvedeme jejich rozdíl v relativních procentech a jako výsledek vypočítáme aritmetické průměry zaokrouhlené na čtyři platné cifry (např. 2,850 g).

5. Příprava Brittonova-Robinsonova tlumivého roztoku

Brittonův-Robinsonův tlumivý roztok (pufr) je roztok směsi kyseliny fosforečné, octové a borité každé o koncentraci $0,04 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Smísením tohoto roztoku s hydroxidem sodným o předepsané koncentraci a objemu je možno připravit universální tlumivý roztok použitelný v rozmezí pH 1,81 až 11,98.

Podle **tab. II** se smísí v suché 100 ml kádince 50 ml Brittonova-Robinsonova roztoku s příslušným objemem $0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ roztoku NaOH. Použijeme roztok NaOH, jehož titr jsme stanovili v předchozím úkolu. Protože koncentrace námi připraveného roztoku NaOH obvykle přesně neodpovídá koncentraci NaOH uvedené v **tab. II**, je třeba přepočítat objem použitého roztoku NaOH tak, aby zůstalo zachováno látkové množství NaOH.

Potřebný (vypočtený) objem roztoku NaOH odměříme z byrety a takto připravený tlumivý roztok v kádince pomocí magnetického míchadla důkladně promícháme. Výslednou hodnotu pH změříme stejně jako v předchozích úkolech. Při pečlivé práci by naměřená hodnota měla být ve shodě s hodnotou tabelovanou.

6. Určení zřed'ovacího faktoru a tlumivé (pufrační) kapacity připraveného Brittonova-Robinsonova tlumivého roztoku (pufru)

Do čisté a suché 100 ml kádinky odpipetujeme 25 ml připraveného tlumivého roztoku a 25 ml destilované vody, promícháme na magnetické míchačce a zaznamenáme změnu pH, která odpovídá **zřed'ovacímu faktoru pufru**.

Pro takto zředěný roztok stanovíme **pufrační kapacitu** Brittonova-Robinsonova tlumivého roztoku (dříve označovanou také jako index tlumivého roztoku). Za stálého míchání přidáváme z byrety po malých objemech ($0,1 - 0,4 \text{ ml}$) NaOH o známé koncentraci $c(\text{NaOH})$ a sledujeme změny pH. Je třeba co nejpřesněji zjistit, jaký objem NaOH ($V(\text{NaOH})$) je nutné k roztoku pufru přidat, aby hodnota pH vzrostla o jednotku. V takovém případě lze rovnici (29) přepsat do tvaru pro výpočet pufrační kapacity ze zjištěných hodnot

$$\beta = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{pufr})} = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{pufr})} \quad (38)$$

kde $V(\text{pufr}) = 50 \text{ ml}$.

Pro srovnání odměříme do stejné kádinky 50 ml destilované vody a stejným způsobem jako v předchozím případě změříme její pH. Všimněte si, že při zapnutém míchadle pH vody v důsledku sorpce CO_2 ze vzduchu silně kolísá. Z byrety přidáme 1 až 2 kapky NaOH a zjistíme změnu pH. Destilovaná voda nemá žádnou pufrační kapacitu.

Tabulka II. Příprava tlumivých Brittonových-Robinsonových roztoků (18 °C)

50 ml roztoku, který obsahuje $0,04 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \text{ H}_3\text{PO}_4$, $0,04 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \text{ CH}_3\text{COOH}$ a $0,04 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \text{ H}_3\text{BO}_3$ (4,90 g 80% (m/m) H_3PO_4 , 2,4 g CH_3COOH a 2,474 g H_3BO_3 na litr roztoku), **se smísí s g ml $0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \text{ NaOH}$**

pH	a, ml	pH	a, ml
1,81	0,00	7,00	26,25
1,89	1,25	7,24	27,50
1,98	2,50	7,54	28,75
2,09	3,75	7,96	30,00
2,21	5,00	8,36	31,25
2,36	6,25	8,69	32,50
2,56	7,50	8,95	33,75
2,87	8,75	9,15	35,00
3,29	10,00	9,37	36,25
3,78	11,25	9,62	37,50
4,10	12,50	9,91	38,75
4,35	13,75	10,38	40,00
4,56	15,00	10,88	41,25
4,78	16,25	11,20	42,50
5,02	17,50	11,40	43,75
5,33	18,75	11,58	45,00
5,72	20,00	11,70	46,25
6,09	21,25	11,82	47,50
6,37	22,50	11,92	48,75
6,59	23,75	11,98	50,00
6,80	25,00		

7. Zpracování výsledků a protokol

Kromě svého jména nezapomeňte uvést datum, označení obou vzorků, název práce, úkoly a stručný princip.

Uveďte naměřenou hodnotu pH vzorku A.

Vyneste do grafu titrační křivku kyseliny šťavelové s jedno mililitrovými přídávky NaOH. Zpracujte naměřené hodnoty z opakovaných titrací tak, že pro hodnoty v okolí bodu ekvivalence (tři až čtyři body před a stejný počet za) připravíte tabulku, jako je **tab. I**. Vypočítejte objem NaOH na konci titrace, přepočítejte ho na koncentraci NaOH a jako výsledný titr uveďte aritmetický průměr zaokrouhlený na čtyři platné cifry.

Vyneste do grafu titrační křivku vzorku B s jedno mililitrovými přídávky NaOH. Zpracujte naměřené hodnoty z opakovaných titrací tak, že pro hodnoty v okolí bodu ekvivalence (čtyři body před a stejný počet za) připravíte tabulku, jako je **tab. I**. Pro každý konec titrace vypočítejte odpovídající objem NaOH a přepočítejte ho na hmotnost H_3PO_4 a KH_2PO_4 v celém původním vzorku B v gramech ($M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 136,09 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Jako výsledek uveďte hodnoty aritmetických průměrů zaokrouhlené na tři platné cifry.

Přepočítejte objem NaOH uvedený v **tab. II** na objem NaOH o stanoveném titru. Uveďte naměřenou hodnotu pH připraveného Brittonova-Robinsonova pufru, vypočítejte jeho zředovací faktor a pufrací kapacitu.

Jednotlivé výsledky včetně označení obou vzorků shrňte v závěru.

Kontrolní otázky

1. Jak je definováno pH?
2. Na čem jsou založena potenciometrická měření?
3. Z jakých elektrod se skládá elektrochemický článek používaný pro potenciometrická měření?
4. Uveďte vztah pro výpočet elektromotorického napětí elektrochemického článku!
5. Mezi jaké elektrody patří skleněná elektroda?
6. K jakým měřením je používána skleněná elektroda?
7. Z jakých elektrod se skládá elektrochemický článek používaný pro měření pH?
8. Uveďte zjednodušený výraz pro výpočet potenciálu skleněné elektrody!
9. Co to je kombinovaná skleněná elektroda?
10. Jaký je pracovní rozsah pH běžné skleněné elektrody?
11. Jak se eliminují chyby, které existují při práci se skleněnou elektrodou?
12. Jaké typy látek jsou používány jako tlumivé roztoky?
13. Co je tlumivá kapacita roztoku?
14. Jaká základní látka se používá při stanovení titru NaOH?
15. Napište rovnici probíhající při neutralizaci kyseliny šťavelové hydroxidem sodným!
16. Která z elektrod elektrochemického článku používaného pro potenciometrická měření má potenciál závislý na aktivitě (koncentraci) stanovované látky?
17. Jak se nazývá vztah pro výpočet rovnovážného elektrodového potenciálu v závislosti na aktivitách reagujících složek?
18. Probíhá-li na elektrodě oxidačně redukční reakce $\text{oOx} + \text{ze}^- \rightleftharpoons \text{rRed}$, uveďte Nernstovu rovnici pro výpočet rovnovážného elektrodového potenciálu!
19. Z definice disociační konstanty jednosytného protolytu odvoďte vztah pro výpočet pH tlumivého roztoku!