

Pufry, pufrační kapacita. Oxidoredukce, elektrodové děje.

Praktické cvičení z lékařské biochemie
Všeobecné lékařství

Martin Vejražka



2018/19

Obsah

ÚLOHA 1 – VÝPOČTY PH PUFRU PODLE HENDERSONOVY-HASSELBALCHOVY ROVNICE A ZJIŠTĚNÍ PUFROVACÍ KAPACITY 2

ÚLOHA 2 – ZÁVISLOST PUFROVACÍ KAPACITY NA LÁTKOVÉ KONCENTRACI PUFRU 3

ÚLOHA 3 – VLIV IONTOVÉ SÍLY NA PH PUFRU 3

ÚLOHA 4 – ELEKTROCHEMICKÝ ČLÁNEK 3

ÚLOHA 5 – ELEKTROLÝZA 5

ÚLOHA 6 – ELEKTROCHEMICKÁ ŘADA KOVŮ 6

Úloha 1 – Výpočty pH pufry podle Hendersonovy-Hasselbalchovy rovnice a zjištění pufrovací kapacity

1. Zkumavky, pipety, kádinky
2. pH-metr
3. Roztok NaH_2PO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
4. Roztok Na_2HPO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
5. Roztok NaCl $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$

6. Roztok HCl $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ 

7. Roztok NaOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ 

Postup

1. Označte čtyři nádoby čísly 1 až 4. Odměřte do nich pomocí pipet roztoky dle tabulky. Promíchejte.

| | <i>Nádobka</i> | | | |
|---|----------------|------|------|-------|
| | 1 | 2 | 3 | 4 |
| NaH_2PO_4 $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ | 5 ml | 1 ml | 9 ml | - |
| Na_2HPO_4 $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ | 5 ml | 9 ml | 1 ml | - |
| NaCl $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ | - | - | - | 10 ml |

2. Odhadněte pH roztoků v nádobkách 1 až 4 výpočtem.
3. Změřte pH roztoků v nádobkách 1 až 4 pH-metrem s kombinovanou skleněnou elektrodou.
4. Porovnejte teoretické odhady pH s experimentálně zjištěnými hodnotami.

Domluvte se s ostatními pracovními skupinami a rozdělte se tak, že polovina skupin bude v dalších pokusech přidávat kyselinu (značení nádobek písmenem A), druhá polovina bude přidávat zásadu (značení písmenem B)

5. Ke všem roztokům, připraveným podle bodu 1, přidejte buď 1 ml kyseliny chlorovodíkové ($c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$) – nádoby označte 1A až 4A; nebo 1 ml hydroxidu sodného ($c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$) – nádoby označte písmenem 1B až 4B.
6. Odhadněte výsledné pH roztoků výpočtem a změřte je experimentálně. Výsledky запиšte a porovnejte.

Pozn. Disociační konstanty kyseliny fosforečné:

do prvního stupně $6,91 \cdot 10^{-3}$

do druhého stupně $6,2 \cdot 10^{-8}$

do třetího stupně $2,13 \cdot 10^{-13}$.

Úloha 2 – Závislost pufrovací kapacity na látkové koncentraci pufry

1. Označte nádobku „zásobní pufry“. Připravte do ní 10 ml fosfátového pufry 1:1, $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$. Postupujte stejně, jako v úloze 1, nádobka 1.
2. Další nádobku označte číslem 5. Připravte v ní 10 ml fosfátového pufry 1:1, $c = 0,04 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ takto: odměřte 4 ml zásobního pufry z předchozího kroku a přidejte 6 ml destilované vody.
3. Změřte pH a zapište výsledky.
4. Přidejte buď 1 ml HCl, $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ (nádobku popište 5A), nebo ml NaOH, $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ (nádobka 5B). Změřte pH a zapište výsledky.
5. Porovnejte hodnoty pH roztoku v 5A s 1A, resp. 5B s 1B. Vysvětlete rozdíly.

Úloha 3 – Vliv iontové síly na pH pufry

1. Označte nádobku číslem 6. Připravte v ní fosfátový pufry 1:1, $c = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ takto: Odměřte 1 ml zásobního pufry z předchozí úlohy a přidejte 9 ml destilované vody.
2. Změřte pH a zapište výsledek.
3. Další nádobku označte číslem 7 a připravte do ní fosfátový pufry 1:1, $c = 0,001 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ takto: Odměřte 1 ml z nádobky č. 6 a přidejte 9 ml destilované vody.
4. Změřte pH a zapište výsledek.
5. Porovnejte pH roztoků č. 6 a 7 s fosfátovými pufry 1:1 o koncentraci $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ (nádobka 1) a $0,04 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ (nádobka 5).

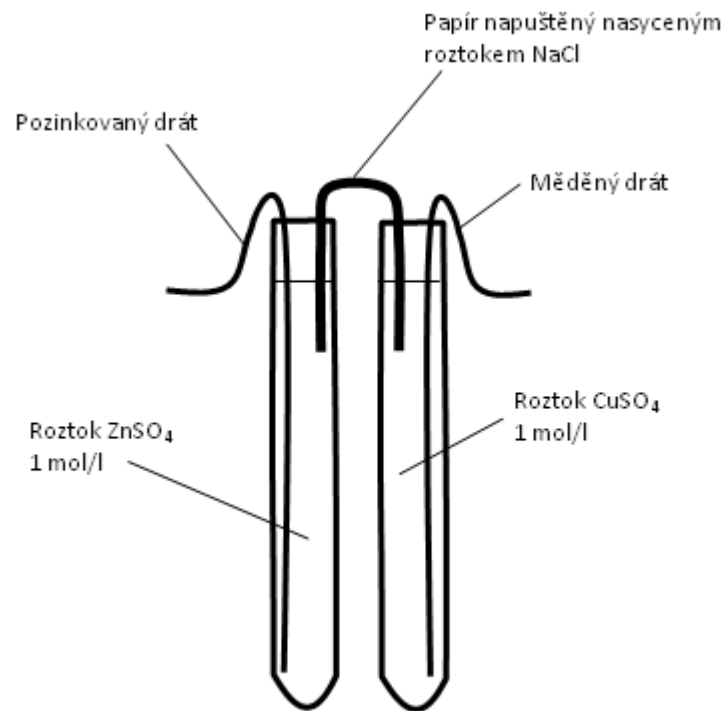
Úloha 4 – Elektrochemický člunek

1. Analogový voltmetr HD-075 1V
2. Měděný drát a pozinkovaný ocelový drát (každý asi 15 cm dlouhý)
3. Vodný roztok CuSO_4 $1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
4. Vodný roztok ZnSO_4 $1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
5. Nasycený vodný roztok NaCl
6. Vodiče s banánky a krokosvorky, zpevněný papír pro vytvoření můstku
7. Smirkový papír



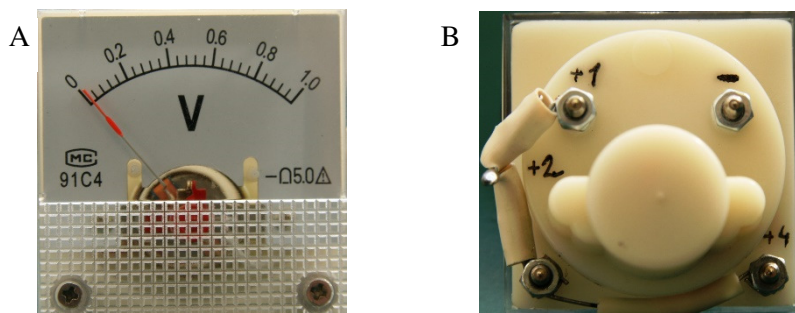
Postup

1. Sestavte tzv. Daniellův elektrochemický článek:



- a. Do stojánku na zkumavky vložte do sousedních pozic dvě zkumavky, jednu téměř naplněnou roztokem síranu měďnatého (1 mol/l), druhou roztokem síranu zinečnatého (1 mol/l).
- b. Elektrolyty v obou zkumavkách vodivě spojte solným můstkem: z pevného a dobře savého papíru (např. odštížek papírového ručníku) sviňte tyčinku a dokonale ji zvlhčete nasyceným roztokem chloridu sodného. Jeden konec vložte do roztoku síranu měďnatého, druhý do roztoku síranu zinečnatého.
- c. Do zkumavky se síranem měďnatým vložte měděnou elektrodu, do zkumavky se síranem zinečnatým zinkovou elektrodu (pozinkovaný ocelový drát). Elektrody se nesmí dotýkat solného můstku. Elektrody musí být dokonale čisté; v případě potřeby je možné je očistit smirkovým papírem nebo zředěnou kyselinou chlorovodíkovou (pozor, nesmí se poškodit vrstva zinku na zinkové elektrodě).

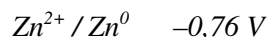
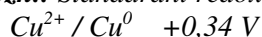
2. Pomocí vodičů s krokosvorkami připojte voltmetr. Měděnou elektrodu připojte k pozici „+1“, zinkovou k pozici „-“



Čelní pohled (A) a zadní pohled (B) na analogový voltmetr HD-075 1V. Konektory na zadní straně přístroje jsou určeny k připojení krokosvorek pro jednotlivé měřicí rozsahy – potenciálově negativnější ke konektoru „-“; potenciálově pozitivnější ke konektorům „+1 V“, „+2 V“, „+3 V“ a „+4 V“.

3. Odečtete napětí článku. Vypočtete, jaké napětí by článek měl při 100% účinnosti.
4. Vyjměte elektrody, opláchněte je destilovanou vodou a dobře osušte. Pak je vložte do elektrolytů obráceně, tj. měděná elektroda bude ponořena v roztoku síranu zinečnatého, zinková v roztoku síranu měďnatého. Změřte napětí takto uspořádaného článku. Pozorujte, zda v tomto uspořádání dojde k nějakým změnám na elektrodách. Sledujte, zda se napětí na článku mění v čase.

Pozn.: Standardní redoxní potenciály:

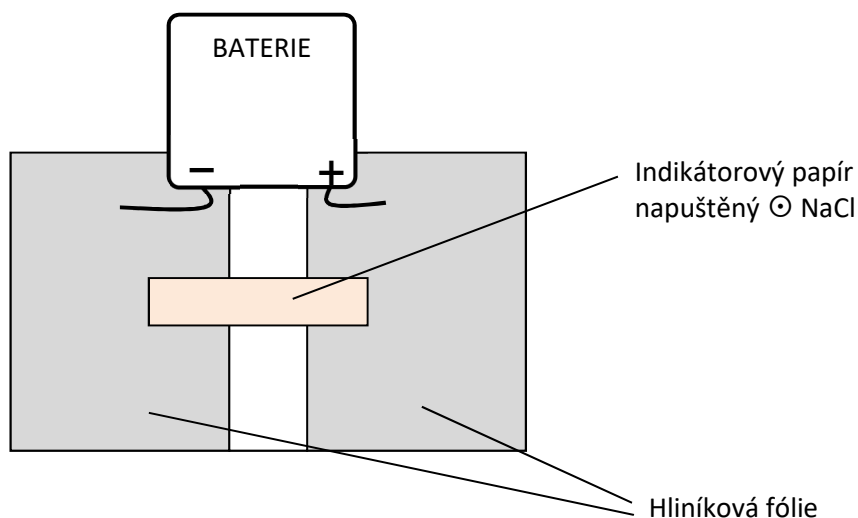


Úloha 5 – Elektrolýza

1. skleněná deska, hliníková fólie
2. indikátorový papír
3. nasycený roztok chloridu sodného
4. baterie 4,5 V

Postup

1. Obalte skleněnou desku dvěma pruhy hliníkové fólie tak, aby vznikly dvě kovové plochy, mezi nimiž je mezera asi 1 cm. Napříč přes tuto mezeru položte asi 3 cm dlouhý kousek univerzálního indikátorového papírku a navlhčete jej nasyceným roztokem chloridu sodného.
2. Poté, co se indikátorový papír roztokem nasákne, odstraňte případný nadbytek elektrolytu buničitou vatou. Pak k desce přiložte baterii tak, aby jedna kovová plocha byla spojená s kladným, druhá se záporným pólem. Pozorujte změnu zbarvení indikátorového papíru.



Úloha 6 – Elektrochemická řada kovů

1. Železný drát (2× 7 cm)
2. Měděný drát (2× 7 cm)
3. Pozinkovaný ocelový drát (2× 7 cm)

4. Nasycený vodný roztok $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$



5. Vodný roztok CuSO_4 1 mol·l⁻¹



6. Vodný roztok ZnSO_4 1 mol·l⁻¹



7. Vodný roztok AgNO_3 2 mol·l⁻¹



8. Petriho misky

Postup

Sledujte, jaké děje probíhají na povrchu železného, pozinkovaného nebo měděného drátu po ponoření do roztoků kovových iontů (Fe^{3+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} a Ag^+).

Použijte vždy asi 5 cm dlouhý kus drátu. Jeho konec očistěte ponořením do zředěné kyseliny chlorovodíkové a pak jej ponořte asi na 30 s do misky s roztokem vybraného kovového kationtu. Po celou dobu s drátem intenzivně míchejte. Pozorujte, zda na ponořeném konci drátu probíhají nějaké změny. Postupně takto ponořte drát z každého kovu do roztoků všech kovových iontů.