

1. vaja: IZOTONIČNE IN PUFRNE RAZTOPINE

1. Uvod

Človeško telo je sestavljeno iz 66 % vode in sicer 40 % kot intracelularna tekočina (ICT) in 26 % kot ekstracelularna tekočina (ECT). K ECT sodijo intersticijska tekočina (11 %), plazma (5 %) in transcelularne tekočine. Ta razmerja niso stalna in so odvisna od starosti, spola, razmerja med mišičnim in maščobnim tkivom, ... ECT in ICT vsebujeta različne elektrolite. V ECT so bistveni Na^+ , Cl^- , HCO_3^- , v ICT pa K^+ , Mg^{2+} , beljakovine in fosfati. ICT in ECT sta ločeni s selektivno prepustno membrano, preko katere snovi prehajajo z difuzijo in aktivnim transportom. Tako je možno stalno ravnotežje med vsemi telesnimi tekočinami.

Če se to ravnotežje poruši, je potrebno bolniku parenteralno dajati ustrezne elektrolite. Pri parenteralni aplikaciji moramo poleg splošnih zahtev (sterilnost, apirogenost, izotoničnost, evhidričnost) upoštevati še naslednje:

- Potrebno je dodajati zadostno količino tekočin za kritje fizioloških potreb in izgub.
- Obdržati oziroma uravnati je potrebno elektrolitsko in acidobazno ravnotežje.
- Potrebno je dodajati hranila v zadostni kalorični vrednosti.

Izotonične raztopine

Koligativne lastnosti

Koligativne lastnosti so lastnosti raztopin, ki so odvisne le od števila delcev (molekul oziroma ionov) topljenca v raztopini, ne pa tudi od njihove narave. V idealnem primeru vzamemo, da je prispevek vsakega delca enak, neglede na kemijsko zgradbo. Razlike med spojinami so pri zelo razredčenih raztopinah zanemarljive. Med koligativne lastnosti uvrščamo:

- znižanje parnega tlaka
- zvišanje temperature vrelišča
- znižanje temperature strdišča
- osmotski tlak

Znižanje parnega tlaka

Parni tlak idealnih raztopin neelektrolitov podamo z Raoultovim zakonom.(1).

$$\begin{array}{l} P_1 = P_1^0 X_1 \quad P_1, P_2, \dots \text{ idealna parna tlaka spojin v raztopini} \\ X_1, X_2, \dots \text{ molska deleža} \\ P_2 = P_2^0 X_2 \quad P_1^0, P_2^0 \dots \text{ parna tlaka čistih spojin} \\ P = P_1 + P_2 \quad P \dots \dots \dots \text{ celokupni parni tlak nad raztopino} \end{array} \quad (1)$$

Kadar raztopimo v nekem topilu nehlapno spojino, je celokupni parni tlak nad raztopino:

$$P = P_1^0 X_1 \quad (2)$$

Parni tlak raztopine je sedaj torej nižji od parnega tlaka čistega topila. Absolutno znižanje parnega tlaka:

$$\Delta P = P_1^0 - P_1 = P_1^0 (1 - X_1) = P_1^0 X_2 \quad (3)$$

Relativno znižanje parnega tlaka:

$$\Delta P / P_1^0 = X_2 \quad (4)$$

Zvišanje temperature vrelišča

Vrelišče je temperatura, ko se parni tlak tekočine izenači z zunanjim tlakom. Zvišanje temperature vrelišča je torej direktna posledica dejstva, da ima raztopina nižji parni tlak kot čisto topilo. Odvisnost parnega tlaka od temperature podamo s Clausius-Clapeyronovo enačbo (5).

$$\frac{dP}{dT} = \frac{P\Delta H_{izp.}}{RT^2} \quad \begin{array}{l} \Delta H_{izp.} \dots\dots\dots \text{molarna izparilna entalpija} \\ R \dots\dots\dots \text{splošna plinska konstanta} \\ T \dots\dots\dots \text{temperatura} \end{array} \quad (5)$$

Iz enačbe lahko s poenostavitvami izpeljemo enačbo za zvišanje temperature vrelišča (6).

$$\Delta T = \frac{RT_0^2 X_2}{\Delta H_{izp.}} = K_e m \quad \begin{array}{l} m \dots\dots\dots \text{molalnost raztopine} \\ K_e \dots\dots\dots \text{ebulioskopska konstanta (voda: 0.513 kgK/mol)} \end{array} \quad (6)$$

Znižanje temperature strdišča

Strdišče je temperatura, pri kateri sta v ravnotežju tekoča in trdna faza pri določenem zunanjem pritisku. S Clausius - Clapeyronovo enačbo izrazimo znižanje temperature strdišča (7).

$$\Delta T = \frac{RT_0^2 X_2}{\Delta H_{tal.}} = K_k m \quad \begin{array}{l} \Delta H_{tal.} \dots\dots\dots \text{molarna talilna entalpija} \\ K_k \dots\dots\dots \text{krioskopska konstanta (voda: 1.86 kgK/mol)} \end{array} \quad (7)$$

Osmotski tlak

Osmoza je difuzija topila skozi polprepustno (semipermeabilno) membrano. Zaradi prisotnosti molekul topljenca v raztopini je entalpija 1 mola molekul topila v raztopini manjša kot v čistem topilu. Prehod molekul topila iz čistega topila v raztopino torej spremlja znižanje proste entalpije ($\Delta G < 0$), kar pomeni, da gre za spontan proces. Molekule topila prehajajo v raztopino toliko časa, dokler se ne vzpostavi ravnotežje, pri čemer nastane osmotski tlak (π). Definiramo ga lahko kot tlak, ki je potreben, da zaustavi prehod molekul topila skozi polprepustno membrano. Eksperimentalno je van't Hoff ugotovil, da je osmotski tlak razredčenih raztopin enak tlaku molekul topljenca, če bi bil ta v plinastem stanju in bi zavzemal enak volumen kot raztopina. Za osmotski tlak razredčenih raztopin torej lahko napišemo kar splošno plinsko enačbo (8).

$$\pi = \frac{nRT}{V} \quad (8)$$

Ta in vse prej navedene enačbe pa veljajo le za razredčene raztopine neelektrolitov, kajti pri elektrolitih prihaja do odstopanj zaradi ionizacije in disociacije. Zato je v tem primeru smiselno upoštevati van't Hoffov faktor i , ki predstavlja razmerje med celokupnim številom delcev v raztopini in prvotnim številom molekul topljenca (9,10).

$$\pi = \frac{inRT}{V} \quad (9)$$

$$i = 1 + \alpha(n-1) \quad \begin{array}{l} \alpha \dots\dots\dots \text{stopnja ionizacije} \\ n \dots\dots\dots \text{število delcev na katere razpade ena molekula topljenca} \end{array} \quad (10)$$

Zaradi enostavnosti določamo π z merjenjem znižanja temperature strdišča. Raztopine z enakim znižanjem temperature strdišča imajo namreč enako število delcev v volumski enoti in enak π , pravimo, da so izosmotične. Znižanje strdišča krvi, solzne tekočine in celičnih tekočin znaša približno $0.52^\circ\text{C} \pm 10\%$. Raztopina je izotonična s telesnimi tekočinami, če je znižanje njenega strdišča znotraj teh meja. Če je znižanje temperature strdišča večje, pravimo, da je raztopina hipertonična, če je manjše, je raztopina hipotonična.

Od raztopin, ki prihajajo v stik s telesnimi tekočinami, zahtevamo, da so jim čimbolj podobne. Ena od zahtev je tudi izotoničnost. Celične membrane namreč niso idealno polprepustne in poleg molekul topila bolj ali manj prepuščajo tudi molekule topljenca. Za take membrane zgornja enačba torej ne

velja popolnoma. Snovi kot so amonijev klorid, borna kislina, etanol, glicerol, urea in uretani lahko povzročijo hemolizo, kljub temu, da so bile raztopine izotonične s krvnim serumom. Raztopina ni izotonična takrat, ko je tendenca prehoda skozi membrane večja za topljenec kot topilo. Izotoničnost določamo tako, da opazujemo, če eritrociti v stiku s preizkušano raztopino hemolizirajo.

Pufrne raztopine

Pufrne raztopine so raztopine ene ali več spojin, ki nasprotujejo spremembi pH ob dodatku manjših količin kislin ali baz. Običajno so raztopine šibke kisline ali baze in njihovih soli z močno bazo ali kislino. pH pufrna lahko izračunamo s pomočjo Hendersen-Hasselbachove enačbe (11).

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{neprotonirana oblika}]}{[\text{protonirana oblika}]} \quad (11)$$

Za šibko kislino in njeno sol je (12):

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \quad [A^-], [HA] \dots \text{molarne koncentraciji soli in kisline} \quad (12)$$

Za šibko bazo in njeno sol pa (13):

$$pH = pK_w - pK_b + \log \frac{[B]}{[HB^+]} \quad [B], [HB^+] \dots \text{molarne koncentracij baze in soli} \quad (13)$$

Zgornji enačbi sta uporabni le za zelo razredčene raztopine, pri bolj koncentriranih je koncentracije potrebno nadomestiti z aktivnostmi (14).

$$a = \gamma C \quad a - \text{aktivnost} \quad \gamma - \text{aktivnostni koeficient} \quad (14)$$

$C - \text{molarne koncentracija}$

Enačbo (12) lahko v tem primeru zapišemo (15):

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} + \log \gamma_{A^-} \quad (15)$$

$$\log \gamma_{HA} = 1$$

Po Debye-Hückel-ovi teoriji lahko izračunamo srednji aktivnostni koeficient oz. aktivnostni koeficient iona i z nabojem z (16).

$$\log \gamma_{\pm} = -Az_+z_- \frac{\sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}} \quad A \dots \text{konstanta (voda: 0.509)} \quad (16)$$

$z_+, z_-, z_i \dots \text{naboja ionov}$

$\mu \dots \text{ionska moč}$

$$\log \gamma_i = -Az_i^2 \frac{\sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}} \quad \gamma_{\pm} \dots \text{srednji aktivnostni koeficient}$$

$\gamma_i \dots \text{aktivnostni koeficient iona } i \text{ z nabojem } z$

$$\mu = 0.5 \sum_i (C_i z_i^2)$$

Na pH pufrnih raztopin vpliva:

- Dodatek nevtralnih soli spremeni pH, ker vpliva na ionsko moč, na enak način vpliva tudi dodatek vode.
- Sprememba temperature znatno vpliva na kemijsko ravnotežje pK_w , pK_a in pK_b , zato vpliva tudi na pH pufov.

2. Namen dela

3. Metode

1. Izračunaj potrebne količine substanc za pripravo izotonične raztopine.
2. Pripravi 100 mL pufra po predpisu, izračunaj njegov pH in ga izmeri s pH-metrom.

4. Meritve in računi

1.

2.

5. Rezultati

1.

2. izmerjeni pH:
 izračunani pH:

6. Diskusija

7. Zaključki