

Funkcionāli aktīvas skābekļa un oglekļa dioksīda molekulas ar liela ātruma protolīzes līdzsvāriem kā biosfēras pašorganizējoši atraktori veidojot perfektas kārtības homeostāzes reakcijas pieslēdzas bioenerģētikai.

Abstrakts. Skābekļa un oglekļa dioksīda studijas atklāj daudzveidīgus funkcionāli aktīvu pašorganizācijas atraktoru ģenerēšanu: ūdens $[H_2O]=55,3 \text{ mol/Liter}$ koncentrācija, $pH=7,36$, enzīma karbo anhidrāzes CA reaktivitāte, gaisa skābekļa līmenis 20,95 %, osmolārā koncentrācija 0,305 M, jonu spēks 0,25 M, temperatūra 310,15 K gradi utt. ^[1] Liela ātruma protolīze ar ūdeni padara skābekli uguns drošu un $CO_{2\text{aqua}}$ funkcionējoši aktīvu dzīvības bioķīmijai. 2023. gada simts gadi Brensteda un Louri protolīzei ūdenī. Protonēšana līdzsvāri iestājas lielā ātrumā, kamēr homeostāze turpinās. Skābeklis izšķīstot veido drošu bioenerģētikai [arteriālo koncentrāciju](#) $[O_{2\text{aqua}}]=6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ kā pašorganizējošs atraktors uzturot izooksiju. ^[3]

Termodinamika indicē nepieciešamību biosfērai sasniegt pašorganizējošu atraktoru vērtības. Homeostāzes mērķis ir tiekties uz brīvās enerģijas izmaiņas minimumu. Atraktori veido funkcionāli aktīvu molekulu pašorganizētu perfektu kārtību reakcijām homeostāzē. ^[2,3,4] Novirzīšanās no atraktoru vērtībām izjauc homeostāzi. Haoss apstādina homeostāzi, kura izgaist izzūd no biosfēras.

Atslēgas vārdi: biosfēra, termodinamika, pašorganizēšanās, atraktori, bioenerģētika.

Ievads. Iļja Prigožins 1954. gadā demonstrēja izolēta vielu maisījuma reakcijās tiecas sasniegt brīvās enerģijas izmaiņas minimumu līdzsvara stāvokli. ^[2] Prigožins 1977. gadā deklarē: līdzsvara stāvoklis ir atraktors nelīdzsvara stāvoklim vielu reakciju maisījumā. ^[3,4] Prigožins izskaidro perfektas kārtības veidošanos kā pašorganizējošus atraktorus visumā un zinātnēs.

Par visuma izveidošanos perfektā kārtība Marija Kumane: „The nonlinear no equilibrium theory of Prigogine is also called The Chaos Theory because it claims that our Universe was created in perfect order out of the chaos.”. ^[5] Haoss ir šķietama nekārtība. Biosfēra pieder mūsu cilveku civilizācijai un ir daļa no perfekta visuma.

Atraktori rada perfektu kārtību ar funkcionāli aktīvām molekulām. Pašorganizēšanās ar atraktoriem disipatīvās struktūrās veido homeostāzes kārtību. Bioķīmijas termodinamikas studijas atklāj divu veidu atraktoru vērtības: primāro atraktoru vērtības ir kopīgas dzīvības biosfērā (gaisa skābekļa līmenis 20,95 % O_2 , karbo anhidrāzes CA reaktivitāte), sekundārā atraktora vērtība ir individuāliem organismiem (ģenerēti koncentrācijas gradienti, izooksija - homeostāzes norma) un daudz funkcionālās atraktoru vērtības ($pH=7,36$, ūdens un tā koncentrācija).

Brīvās enerģijas saturs protolīzes produktos $H_3O^++OH^-$ palielinās uz $99,8 \text{ kJ/mol}$ no H_2O+H_2O nulles 0 līdz: $H_2O+H_2O \rightleftharpoons H_3O^++OH^-$; $K_{H_3O^++OH^-}=[H_3O^+][OH^-]/[H_2O]^2=3,26 \cdot 10^{-18}$; $\Delta G_{H_3O^++OH^-}=-R \cdot T \cdot \ln(K_{H_3O^++OH^-})=99,8 \text{ kJ/mol}$.

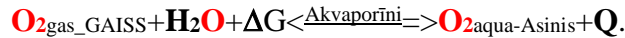
Termodinamiskās metodes

Četri atraktori un samazinātas skābekļa spējas funkcionāla aktivitāte izooksija. Ūdenī skābekļa tripleta stāvoklis, tā koncentrācija $[H_2O]=55,3 \text{ mol/Liter}$, gaisa skābekļa līmenis 20,95 % jau pieci simti miljoni gadi, $pH=7,36$ koncentrācijai $[H_3O^+]=10^{-7,36} \text{ M}$.

Ūdens šķīdumā skābeklim ir tripleta stāvoklis temperatūrās no 0° C līdz 100° C . Skābeklis nereaģē ar ūdeni, neveidojas singleta stāvoklis un ir neaktīvs. **Tripleta** skābekļa atomi molekulā saistīti ar trīs kovalentām saitēm $:\text{O}=\text{O}:$, tomēr irdinošās orbitāles elektroni atsaista vienu kovalento orbitāli kā radikāli, tā pēc **tripletā** kopēji molekulā attēlo divkārsšo saiti: $\text{O}=\text{O}:$.

Gaisa skābekļa 20,95 % koncentrācija kā atraktors veido funkcionāli aktīvus šķīdumus arteriālās un venozās asinīs. Asins plazma kontakta saskarē ar [gaisu šķīdina](#) $[O_{2\text{aqua}}]=9,768 \cdot 10^{-5}$ M koncentrāciju, ja osmolaritāte ir $C_{\text{osm}}=0,305$ M, jonu spēks $I=0,25$ M, gaisā skābeklis ir 20,95 %. ^[6,1] Asinīs šķīdības konstante $K_{O_2\text{asinis}}$ ir:

$K_{O_2\text{asinis}}=[O_{2\text{aqua}}]/[O_{2\text{gas}}]=9,768 \cdot 10^{-5}/0,2095=10^{-3,33}$ M= $10^{-pK_{O_2\text{asinis}}}$. Skābekļa ūdens šķīdums caur membranas akvaaporīniem osmozē pretēji koncentrācijas gradientam veido arteriālu $[O_{2\text{aqua}}]=6 \cdot 10^{-5}$ M un venozu $[O_{2\text{aqua}}]=0,426 \cdot 10^{-5}$ M [koncentrācijas](#) ^[6], kas atbilst izooksijai (homeostāzes normai).



Hiperoksija, skābekļa pārākums kā oksidatīvs stress ar acidozes mehānismu akumulē palielinātu brīvās enerģijas saturu. Skābeklis kļūst uguns-nedrošs bioķīmijā kā oksidatīvā stresa briesmas dzīvībai.

Piezīme: Oksidatīvs stress izsauc **neenzimātisku** oksidēšanos daudz veidīgās radikālu ķēdes un reakcijās ar paralelu produktu veidošanos saindējot un noārdot organismu! Destruktīvas briesmas dzīvībai!

Rotējoša elektroda metode un skābekļa reducēšanas elektro katalīze: nosaka skābekļa šķīdību.

Šķīdība 25° C 298,15 K dalīta ar gāzes mol daļu viens $[O_{2\text{gas}}]=1: [O_{2\text{aqua}}]=K_{O_2}=1,22 \cdot 10^{-3}$ M/1 = $\frac{[O_{2\text{aqua}}]}{[O_{2\text{gas}}]}$. ^[7]

Atmosfēras skābekļa 20,95 % mol daļa ir 0,2095. Šķīdība no gaisa 20,95 % proporcionāla mol daļai:

$$[O_{2\text{aqua}}]=1,22 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2095=2,556 \cdot 10^{-4}$$
 M. Mol daļa ūdenī ir attiecība: $[O_{2\text{aqua}}]/[H_2O]$.

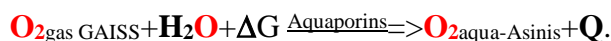
Termodinamiskā šķīdības konstante tiek aprēķināta attiecībā:

$$K_{\text{šk}} = \frac{[O_{2\text{aqua}}]}{[O_{2\text{gas}}] \cdot [H_2O]} = K_{O_2}/[H_2O]=1,22 \cdot 10^{-3}/55,3=2,205 \cdot 10^{-5}$$
 un brīvās enerģijas izmaiņas minimums ir:

$G_{O_2\text{aqua}}=\Delta G_{\text{šk}}=-R \cdot T \cdot \ln(K_{\text{šk}})=-8,3144 \cdot 298,15 \cdot \ln(2,205 \cdot 10^{-5})=26,58$ kJ/mol. Ūdens skābekļa šķīdumā brīvās enerģijas saturs palielinās par 26,58 kJ/mol, bet neaktīvais tripleta skābeklis ir lebvēlīgāks samazinājums homeostāzei.

Tabula 1. Standarta $\Delta H^{\circ}_{\text{Hess}}$, $\Delta S^{\circ}_{\text{Hess}}$ and $\Delta G^{\circ}_{\text{Hess}}$ vērtības veidošanā no elementiem, jonu spēks 0,25 M, temperatūra 298,15 K grādi. ^[1] **Bioķīmijas termodinamika 2006** ^[8] trekniem burtiem ir vērtības pie pH=7,36.

Viela	$\Delta H^{\circ}_{\text{Hess}}$, kJ/mol	$\Delta S^{\circ}_{\text{Hess}}$, J/mol/K	$\Delta G^{\circ}_{\text{Hess}}$, kJ/mol	Brīvās enerģijas satura uzkrāšana kJ/mol
O₂aqua	-11,70	-94,2	16,40	
O ₂ aqua	-11,715	110,876	16,4	
O ₂ gas	0	205,152	-61,166	
H₃O⁺	-285,81	-3,854	-213,275	Uzkrāta enerģija protolizē abos jonus H ₃ O ⁺ +OH ⁻ : G _{H₃O⁺+OH⁻} =99,8 kJ/mol.
OH⁻	-230,015	-10,9	-157,2	
H₂O	-285,85	69,9565	-237,191	G _{O₂} =303,1 kJ/mol; G ^o _{H₂gas} = 85,64 kJ/mol; Alberty ^[8]
H₂O	-286,65	-453,188	-151,549	
CO₂aqua	-413,798	117,5704	-385,98	Izšķīstot uzkrājas enerģija $\Delta G_{\text{spCO}_2\text{aqua}}=8,3845$ kJ/mol;
CO₂gas	-393,509	213,74	-394,359	
HCO₃⁻	-692,495	-494,768	-544,969	Šķīdības Hesa entalpija ΔH_{Hess} , brīvā enerģija ΔG_{Hess} ,
HCO₃⁻	-689,93	98,324	-586,94	

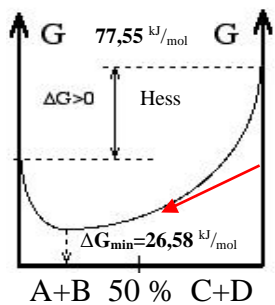


Eksotermiska: $\Delta H_{\text{Hess}}=-11,7$ kJ/mol.; **Endoergiska:** $\Delta G_{\text{Hess}}=77,6$ kJ/mol, $\Delta S_{\text{izkliede}}=-\Delta H_{\text{Hess}}/T=39,2$ J/mol/K.

Šķīdības Hesa entropija $\Delta S_{\text{Hess}}=\Delta S^{\circ}_{O_2\text{aqua-Blood}}-\Delta S^{\circ}_{O_2\text{gas-AIR}}=-299$ J/mol/K;

Šķīdības uzkrātā Hesa brīvā enerģija skābekļa vienam molam $O_{2\text{aqua-Asinis}}$ ir pozitīvs lielums:

$$\Delta G_{\text{Hess}}=\Delta H_{\text{Hess}}-T \cdot \Delta S_{\text{Hess}}=-11,7-298,15 \cdot -0,299352=77,55$$
 kJ/mol **endoergiski**.



Reaktanti $O_{2\text{gas}}+H_2O$
 produkts $O_{2\text{aqua}}$ -Asinis.

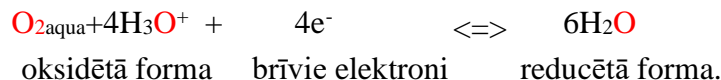
Zīmējums 1. Eksotermiska un endoerģiska Hesa skābekļa šķīdības brīvās enerģijas izmaiņa pozitīva $\Delta G_{\text{Hess}}=77,55 \text{ kJ/mol}$, bet minimizējas brīvās enerģijas izmaiņa $\Delta G_{\text{min}}=\Delta G_{\text{šķ}}=G_{O_{2\text{aqua}}}=26,58 \text{ kJ/mol}$ sasniežot šķīdības līdzsvaru maisījumā:

$$K_{\text{šķ}} = \frac{[O_{2\text{aqua}}]}{[O_{2\text{gas}}] \cdot [H_2O]} = 2,205 \cdot 10^{-5}.$$

Lešateljē princips ir sasniegt Prigožina deklarēto atrektoru nelīdzsvara stāvoklim brīvās enerģijas izmaiņas minimumu ΔG_{min} .

Nelīdzsvara vielu maisījums tiecas sasniegt līdzsvara stāvokli - minimumu ΔG_{min} , bet nekad nesasniedz, jo homeostāze ir nelīdzsvara stāvoklis.

Asinis plazmā skābeklis ir spēcīgs oksidants atbilstoši pus reakcijas klasiskam standarta potenciālam $E_o=1,229 \text{ Volti}$ [2]:



1) Divi **atraktori**: gaisa skābeklis O_2 20,95 % un $pH=7,36$ minimizē brīvās enerģijas saturu vienā molā $O_{2\text{aqua}}$, ar arteriālo koncentrācija $[O_{2\text{aqua}}]=6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ un $pH=7,36$ koncentrāciju $[H_3O^+]=10^{-7,36} \text{ M}$.

$$E = E_o + 0,01478 \cdot \lg([O_{2\text{aqua}}] \cdot [H_3O^+]^4) = 1,229 + 0,01478 \cdot \lg(6 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-7,36 \cdot 4}) = 0,73 \text{ Volti}.$$

Oksidatīvā stresa potenciāls samazinās par $\Delta E_{O_{2\text{aqua}} \text{ pH}} = E - E_o = 0,73 - 1,229 = -0,497 \text{ Voltiem}$ un minimizē brīvās enerģijas saturu skābeklim par: $\Delta G_{\text{min}} = \Delta E_{O_{2\text{aqua}} \text{ pH}} \cdot F \cdot n = -0,497 \cdot 96485 \cdot 4 / 1000 = -192 \text{ kJ/mol}$.

2) **Atraktors ūdens** koncentrācija pazemina termodinamisko standarta potenciālu no

$$1,383 \text{ Voltiem uz klasisko standarta potenciālu } 1,229 \text{ Volti} [1] \text{ par } -0,154 \text{ Voltiem} = \Delta E_{H_2O}.$$

Ūdens koncentrācijas $[H_2O] = 996,23 / 18 = 55,3 \text{ M}$ lielums veido termodinamisko standarta potenciālu

$$E^\circ = 1,383 \text{ Voltos, kurš klasiski tiek iekļauts } E_o \text{ klasiskajā standarta potenciālā:}$$

$E_o = E^\circ + 0,0591 / 4 \cdot \lg(1 / [H_2O]^6) = 1,383 + 0,01478 \cdot \lg(1 / 55,346^6) = 1,229 \text{ Volti}$. Atraktora $[H_2O]$ koncentrācija pazemina oksidatīvā stresa potenciālu par: $\Delta E_{H_2O} = E^\circ - E_o = 1,228 - 1,383 = -0,154 \text{ Voltiem}$ un minimizē brīvās enerģijas saturu par $\Delta G_{\text{min}} = \Delta E_{H_2O} \cdot F \cdot n = -0,154 \cdot 96485 \cdot 4 / 1000 = -60,6 \text{ kJ/mol}$. Kopējais oksidatīvā stresa potenciāla pazeminājums par $\Delta E = \Delta E_{O_{2\text{aqua}} \text{ pH}} + \Delta E_{H_2O} = -0,497 - 0,154 = -0,652 \text{ Voltiem}$. Ar atraktoriem: gaisa O_2 20,95 %, $pH=7,36$, un $[H_2O]=55,3 \text{ M}$ kopējais ūdens šķīdumā brīvās enerģijas samazinājums par:

$$G_{O_{2\text{Biochem_arterial}}} = G_{O_{2\text{aqua}}} + \Delta G_{\text{arterial}} + G_{O_{2\text{sp}}} = 303,1 - 251,6 + 26,58 = 78,08 \text{ kJ/mol}.$$

Poētiski saka noslāpē liesmu. Skābeklis kļūst uguns drošs un funkcionāli aktīvs normā dzīvībai.

Spēcīgs oksidants ar brīvās enerģijas saturu $G_{O_2} = 303,1 \text{ kJ/mol}$ kļūst $G_{O_{2\text{Bio}}} = 237,2 - 151,55 = 78,08 \text{ kJ/mol}$ mazāk aktīvs reizes divdesmit, tā pēc uguns drošs bioķīmijai ar brīvo enerģiju $G_{O_{2\text{Bio}}} = 78,08 \text{ kJ/mol}$.

Brīvās enerģijas saturs ar potenciāla samazināšanu novērš oksidatīvo stresu. Papildus brīvās enerģijas akumulēšana palielina skābekļa spēju un rada hiperoksiju, kura izjauc homeostāzes reakciju kārtību ar haotisku oksidēšanu. Tas sagrauj organismu ar abnormālas aktivitātes $O_{2\text{aqua}}$ molekulām. Atraktori rada perfektu kārtību homeostāzē izooksiju - normu.

NASA Apollo projektu slēdza 1972. gadā hiperoksijas dēļ, jo astronautiem bija jāstrādā tīrā 100 % skābekļa atmosfērā, kura ir piecas reizes lielaka par globālo atraktora vērtību 20,95 % skābekļa. Hiperoksijas briesmas ir ne tikai astronautiem bet arī NASA tehnoloģiskajām Apollo aprīkojuma ierīcēm.

Hipoksija ir homeostāzes īpaša kārtība pazeminātas skābekļa koncentrācijas dēļ.

Hipoksiju ieslēdz HIF hipoksijas inducēta faktora olbaltumviela, kura inducē šūnā procesus ar pazeminātu skābekļa koncentrāciju - deficītu. Nobela prēmija 2019. gadā medicīnā.

Karbo anhidrāzes CA sintēze nepieciešams atraktors.

Karbo anhidrāzes reaktivitāte un ģenerētā fizioloģiskā bufera šķīduma summārā protolīzes līdzsvara vērtība pH=7,36 kā pašorganizējošs atraktors. Reakcijas $\text{CO}_2+2\text{H}_2\text{O}$ produktos (CO_2aq) $\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-$ akumulētā brīvā enerģija $G_{\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-}=8,38 \text{ kJ/mol}+60 \text{ kJ/mol}$ ir nepieciešama bikarbonāta bufera sistēmas funkcionālai aktivitātei uz planētas Zeme perfekti reakciju kārtībai homeostāzes kompleksajos procesos.

CO_2 nereaģē ar ūdeni H_2O bez CA klatbūtnes. CO_2 ir mazšķīstošs un lēni reaģē ar OH^- .

Šķīdības: $\text{CO}_2\text{gas}+\text{H}_2\text{O}+\Delta G \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{aq}+\text{Q}$ konstante: $K_{\text{šķCO}_2\text{aq}}=[\text{CO}_2\text{aq}]/[\text{CO}_2\text{gas}]/[\text{H}_2\text{O}]=0,034$ ir nelabvēlīga bet eksotermiska $\Delta H_{\text{Hess}}=\Delta H^\circ\text{CO}_2\text{aq}-\Delta H^\circ\text{CO}_2\text{gas}=-20,3 \text{ kJ/mol}$.

$$\Delta G_{\text{šķCO}_2\text{aq}}=-R\cdot T\cdot \ln(K_{\text{spCO}_2\text{aq}})=-8,3144\cdot 298,15\cdot \ln(0,03397)/1000=8,379 \text{ kJ/mol}$$
 minimums.

Gaisa 0,04 % mol daļas $[\text{CO}_2\text{gas}]=0,0004$ izšķīdinātā koncentrācija ir:

$$[\text{CO}_2\text{aq}]=K_{\text{šķCO}_2\text{aq}}\cdot [\text{H}_2\text{O}]\cdot [\text{CO}_2\text{gas}]=0,03397\cdot 55,3457\cdot 0,0004=0,000753 \text{ M}$$

Oglekļa dioksīds CO_2aq reaģē ar OH^- reizes $10^{16,54}$ lēnāk par neitralizācijas reakciju:

$\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-\rightleftharpoons\text{CO}_2\text{aq}+2\text{H}_2\text{O}+\Delta G+\text{Q}$, jo neitralizācijas ātruma konstante ir $k_2=5,16885\cdot 10^{18} \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}$, bet OH^- joniem $\text{CO}_2\text{aq}+\text{OH}^-\rightleftharpoons\text{HCO}_3^-$ ātruma konstante $k_{1\text{OH}}$ ir no $1,5\cdot 10^2 \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}$ līdz $1,5 \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}$. Reakcija ir labvēlīga

$$\Delta G_{\text{HessHCO}_3^-}=G_{\text{HCO}_3^-}-(G_{\text{CO}_2\text{aq}}+G_{\text{OH}^-})=46,08-(8,379+77,36)=-39,66 \text{ kJ/mol}$$
 ar līdzsvara konstanti:

$$[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2\text{aq}]/[\text{OH}^-]=K_{\text{eqHCO}_3^-}=\text{EXP}(-\Delta G_{\text{eqHCO}_3^-}/R/T)=\text{EXP}(39659/8,3144/298,15)=8871734=10^{6,948}$$

eksotermiski izdalot siltumu Q: $\Delta H_{\text{Hess}}=\Delta H^\circ\text{HCO}_3^--\Delta H^\circ\text{CO}_2-\Delta H^\circ\text{OH}^-=-48,68 \text{ kJ/mol}$. $\text{HCO}_3^-\rightleftharpoons\text{CO}_2\text{aq}+\text{OH}^-$:

$$k_{1\text{OH}}/k_{2\text{HCO}_3^-}=K_{\text{eqHCO}_3^-}=1,5\cdot 10^2/k_{2\text{HCO}_3^-}=8871734; k_{2\text{HCO}_3^-}=k_{1\text{OH}}/K_{\text{eqHCO}_3^-}=1,5\cdot 10^2/8871734=1,6908\cdot 10^{-5}$$

Sadalīšanās $\text{HCO}_3^-\rightleftharpoons\text{CO}_2\text{aq}+\text{OH}^-$ ātruma konstante $k_{2\text{HCO}_3^-}$ ir no $1,6908\cdot 10^{-5}$ līdz $1,6908\cdot 10^{-7}$. Reakcija ar OH^- joniem ir simts miljardi līdz desmit triljoni 10^{13} reizes lēnāka par CA karbo anhidrāzes ātruma konstanti.

CA karbo anhidrāzes protolītiskā reaktivitāte rada funkcionāli aktīvu bikarbonāta bufera pašorganizēšanas atraktoru pH=7,36 ar ģenerētiem koncentrācijas gradientiem transportam H_3O^+ , HCO_3^- , CO_2aq un osmozei. [9]

CA karbo anhidrāze liela ātruma protolīzē reaģēt CO_2aq ar divām ūdens molekulām:

$$\text{CO}_2\text{aq}+2\text{H}_2\text{O}+\Delta G+\text{Q}=\nu 1^{\text{CA}}>\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-$$
, kurā ātruma konstante ir: $k_{1\text{CO}_2\text{aq}}=1,5\cdot 10^8 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$. [9]

Neitralizācijas $\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-\rightleftharpoons\text{CO}_2\text{aq}+2\text{H}_2\text{O}$ ātruma konstante ir reizes $10^{10,54}$ lielāka par karbo anhidrāzes ātruma konstanti: $k_2/k_{1\text{CO}_2\text{aq}}=5,16885\cdot 10^{18}/1,5/10^8=10^{10,54}$.

CA protolīzes līdzsvara konstanti aprēķina ātruma konstanšu attiecības izteiksmē:

$$K_{\text{eqCAHCO}_3\text{aq}}=k_{1\text{CO}_2\text{aq}}/k_2=\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{aq}}\cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]_{\text{aq}}\cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}=K_{\text{aCO}_2\text{aq}}/[\text{H}_2\text{O}]^2=10^{(-7,0512)}/55,3^2=2,906\cdot 10^{-11}=10^{-10,54}$$

Bikarbonāta bufera sistēmas skābes protolīzes konstante $\text{pK}_{\text{aCO}_2\text{aq}}=7,0512$ ir draudzīga pH vērtībai 7,36:

$$K_{\text{aCO}_2\text{aq}}=K_{\text{eqCAHCO}_3\text{aq}}\cdot [\text{H}_2\text{O}]^2=\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{aq}}\cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]_{\text{aq}}} =10^{-7,0512}=10^{-\text{pK}_{\text{aCO}_2\text{aq}}}$$
. Oriģinālā $\text{pK}_{\text{aCO}_2\text{aq}}=7,0512$

vērtība iegūta un aprēķināta [BUFERA šķīdumam](#). [1] Hesa brīvās enerģijas izmaiņa ir eksoerģiska:

$$\Delta G_{\text{Hess}}=2\Delta G^\circ\text{H}_2\text{O}+\Delta G^\circ\text{CO}_2-(\Delta G^\circ\text{H}_3\text{O}^++\Delta G^\circ\text{HCO}_3^-)=2\cdot -237,191-385,98-(-213,2746-544,9688)=-102 \text{ kJ/mol}$$

Neitralizācijas: $\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-\rightleftharpoons\text{CO}_2\text{aq}+2\text{H}_2\text{O}$ konstante ir inversa protolīzei un labvēlīga:

$$K_{\text{eqNeitralizācija}}=1/K_{\text{eqCAHCO}_3\text{aq}}=1/[\text{HCO}_3^-]\cdot [\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{CO}_2\text{aq}]/[\text{H}_2\text{O}]^2=1/2,902/10^{-11}=34412000000$$

$$\Delta G_{\text{Absolute}}=2G_{\text{H}_2\text{O}}+G_{\text{CO}_2\text{aq}}-G_{\text{H}_3\text{O}^+}-G_{\text{HCO}_3^-}=2\cdot 0+8,379-22,44-46,08=-60,14 \text{ kJ/mol}$$
 un

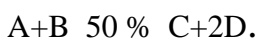
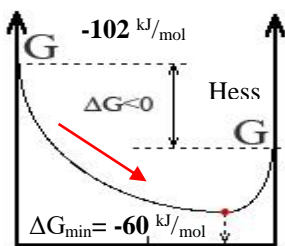
$$\text{entalpijas Hesa izmaiņa ir eksotermiska: } \Delta H_{\text{Hess}}=2\Delta H^\circ\text{H}_2\text{O}+\Delta H^\circ\text{CO}_2-\Delta H^\circ\text{H}_3\text{O}^+-\Delta H^\circ\text{HCO}_3^-=-7,2 \text{ kJ/mol}$$

Neitralizācija ir labvēlīgā reakcija. Brīvās enerģijas izmaiņas minimums izteiksmē ir negatīvs:

$$\Delta G_{\text{eqNeitralizācija}}=-R\cdot T\cdot \ln(K_{\text{eqNeitralizācija}})=-8,3144\cdot 298,15\cdot \ln(34412000000)=-60,14 \text{ kJ/mol}$$

CO_2aq protolīzes minimums ir pozitīvs:

$$\Delta G_{\text{eqCAHCO}_3\text{aq}}=-R\cdot T\cdot \ln(K_{\text{eqCAHCO}_3\text{aq}})=-8,3144\cdot 298,15\cdot \ln(1/3442000000)=60,14 \text{ kJ/mol}$$



Reaktanti $\text{H}_3\text{O}^++\text{HCO}_3^-$, produkti $\text{CO}_2\text{aq}+2\text{H}_2\text{O}$.

Zīmējums 2. Eksotermiska un eksoerģiska neitralizācijā Hesa brīvās enerģijas izmaiņa $\Delta G_{\text{eqNeitralizācija}}$ negatīva -102 kJ/mol , bet $\Delta G_{\text{eqNeitralizācija}}=-60,14 \text{ kJ/mol}$ minimizējas sasniedzot līdzsvara maisījumu: $K_{\text{eq}}=34412000000$ CA karbo anhidrāzes klātienē. Oglekļa dioksīds reakcija ar hidroksīda anjonu ir lēna, jo mazi reizinātāji: ātrums $k_{1\text{OH}}=1,5\cdot 10^2 \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}$ un koncentrācijas $[\text{CO}_2\text{aq}]=0,0007512 \text{ M}$, $[\text{OH}^-]=10^{-6,64} \text{ M}$. Karbo anhidrāzes sintēze atrisina bioenerģētiskā perfektu kārtību homeostāzei kā pašorganizējošs atraktors. [3,4]

pH=7,36 daudz funkcionāls pašorganizējošs atraktors rada pozitīvas un negatīvas lādētas grupas R-COO⁻, R-NH₃⁺, HPO₄²⁻, R-PO₄²⁻, HCO₃⁻ gan brīvas gan piesaistītas R molekulām aminoskābes, olbaltumvielas, nukleīnskābes, ogļhidrāti, koenzīmi.

Bufera sistēmas dzīvajos organismos tiecas uz pašorganizējošu atraktoru pH vērtību **7,36**. Katrai dominējošai bufera sistēmai ir 7,36 draudzīgs maksimums (Zīmējums 3. un 4.) bufera kapacitātei: dihidrogen fosfātam $pK_{a_H_2PO_4}=7,199$ [1] un karbo anhidrāzes radītai aprēķinātai protolīzes konstantei: $pK_{a_CO_2\text{aqua}}=7,0512$. [1]

Tabula 2. [6] Olbaltumvielas kā garas ķēdes polipeptīdi un brīvas aminoskābes ar četrām tipu skābes grupām izpaužas 47 klasisko skābju konstanšu vērtībās. Trīs veidos pK_{a_COOH} , $pK_{a_NH_3^+}$, $pK_{a_R\text{grupa}}$:
deprotonēti karboksilāti negatīvi anjoni **R-COO⁻**,
protonēti pozitīvi lādēti amonija katjoni **R-NH₃⁺**,
neitrāla fenolskābe Tyr-**OH** un Cys-**SH** neitrāla sulfhidril grupas.

Aminoskābes	pK_{a_COOH}	$pK_{a_NH_3^+}$	$pK_{a_R\text{grupa}}$
Izoleicīns	2,36	9,68	
Valīns	2,32	9,62	
Leicīns	2,36	9,60	
Fenilalanīns	1,83	9,13	
Cisteīns	1,96	10,28	8,18
Metionīns	2,28	9,21	
Alanīns	2,34	9,69	
Prolīns	1,99	10,96	
Glicīns	2,34	9,60	
Treonīns	2,11	9,62	
Serīns	2,21	9,15	
Triptofāns	2,38	9,39	
Tirozīns	2,20	9,11	10,07
Histidīns	1,82	9,17	6,00
Aspartāts	1,88	9,60	3,65
Glutamāts	2,19	9,67	4,25
Aspargīns	2,02	8,80	
Glutamīns	2,17	9,13	
Lizīns	2,18	8,95	10,53
Arginīns	2,17	9,04	12,48

20 aminoskābes četrām tipu protolītiskas grupas ar klasiskām 47 skābju konstanšu pK_a vērtībām:

1. **R-COOH** <=> **R-COO⁻** + **H⁺**, 22 vērtības no 47 grupām;
2. **R-NH₃⁺** <=> **R-NH₂** + **H⁺** 22+1=23 vērtības no 47 grupām;
3. Tyr-fenols-**OH** <=> Tyr-fenolāts-**O⁻** + **H⁺** viena grupa;
4. Cisteīns-**SH** <=> Cisteīna-**S⁻** + **H⁺** viena grupa.

Bioķīmiskā vide pašorganizējošs atraktors pH=7,36 rada molekulu funkcionālo aktivitāti ar lādētām grupām: karboksilāts **R-COO⁻** un amoniji **R-NH₃⁺**.

Maksimālā karboksilāta pK_{a_COOH} vērtība mazāka par 7,36=pH:

$pK_{a_COOH}=4,25 <$ iekļaujot taukskābes $4,9 < 7,36$ un mazākā amonija $pK_{a_NH_3^+}$ vērtība lielāka par $7,36 < 9,04 = pK_{a_NH_3^+}$.

NpK_a paralēlo protolītisko līdzsvaru skaits vidējā pK_{a_vid} vērtība ir aprēķināma izteiksmē:

$$pK_{a_vid} = (\sum pK_{a_R\text{group}} + \sum pK_{a_NH_3^+} + \sum pK_{a_COOH}) / NpK_a$$

Ostvalda atšķaidīšanas likumā aprēķina šķīduma pH koncentrācijas C logaritmam:

$$pH = \frac{pK_{a_vid} - \log C}{2}$$

Atspoles hemoglobīns stabilizē daudz funkcionālo pašorganizējošo atraktoru pH=7,36.

Hemoglobīns audos desorbē skābekli $O_{2\text{aqua}}$ apmaiņā pret HCO_3^- un H^+ , bet plaušās atbrīvo HCO_3^- un H^+ dēļ skābekļa $O_{2\text{aqua}}$ adsorbcijas. [6] Apmaiņas līdzsvars ietekmē skābekļa koncentrāciju arteriālo $6 \cdot 10^{-5}$ M un venozo $0,426 \cdot 10^{-5}$ M saskaņā ar aktuālo hemoglobīna jutību uz [skābekļa koncentrāciju asinīs](#): [6]



arteriālā koncentrācija $[O_{2\text{aqua}}] = 6 \cdot 10^{-5}$ M,

mol daļa $[(H^+) \text{HbT} \dots \text{sāls tiltiņš} \dots (HCO_3^-)] = 0,04$, mol daļa $[\text{HbR}(O_2)] = 0,96$, [6]

venozā koncentrācija $[O_{2\text{aqua}}] = 0,426 \cdot 10^{-5}$ M,

mol daļa $[(H^+) \text{HbT} \dots \text{sāls tiltiņš} \dots (HCO_3^-)] = 0,37$, mol daļa $[\text{HbR}(O_2)] = 0,63$. [6]

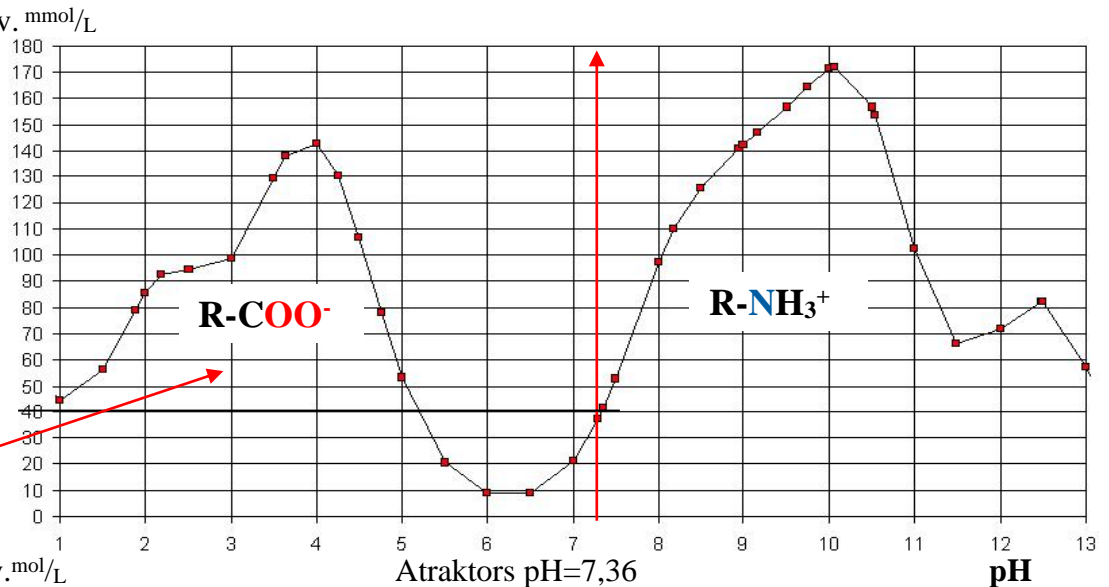
Vienā asinis cirkulācijā organisms patērē $0,96 - 0,63 = 0,33$ skābekļa mol daļu no arteriālā piesātinājuma mol daļas $0,96 = [\text{HbR}(O_2)]$. [6] Stabilizētās normas koncentrācijas $[HCO_3^-] = 0,0154$ M, $[CO_{2\text{aqua}}] = 0,0076$ M uztur pašorganizējošu atraktoru pH=7,36.

Hendersona Haselbalha izteiksme Brensteda protolīzei aprēķina atraktora vērtību 7,36:

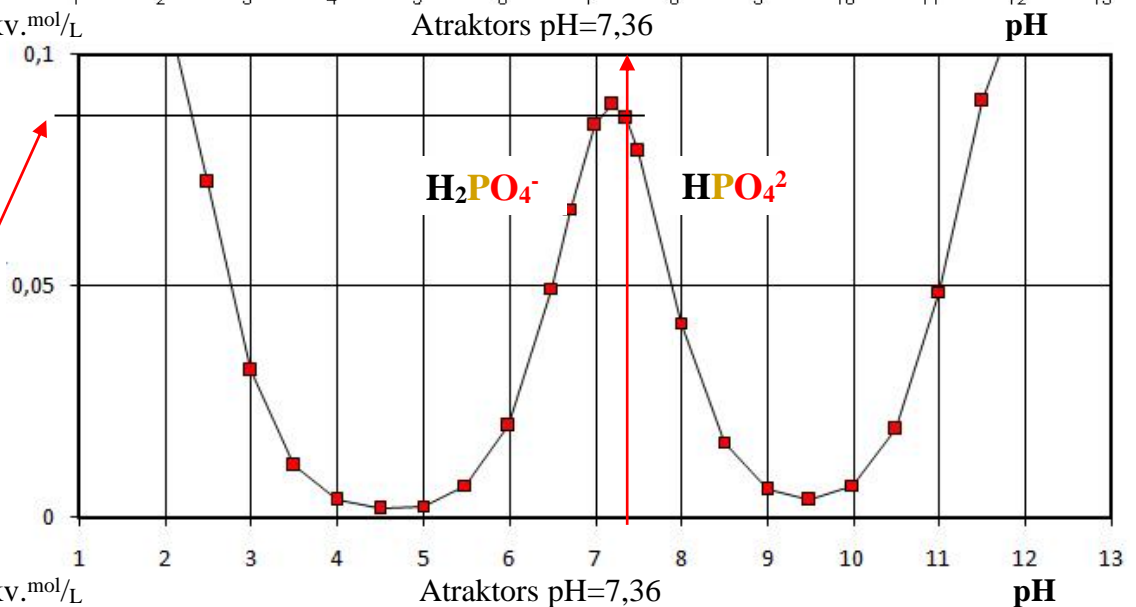
$$pH = pK_a + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]_{\text{aqua}}} = 7,0512 + \log(0,0154 \text{ M} / 0,0076 \text{ M}) = 7,36$$

Pašorganizējošs atraktors 7,36 rada funkcionāli aktīvas molekulas ar lādētām grupām negatīvi, pozitīvi: **HPO₄²⁻**, **HCO₃⁻**, **R-COO⁻**, **R-NH₃⁺**, **R-PO₄²⁻** kā brīvas un saistītas pie R molekulām: aminoskābēm, olbaltumvielām, nukleīnskābēm, ogļhidrātiem, koenzīmiem. 11. un 12. lapas puse: [BUFERA šķīdumi](#). [1]

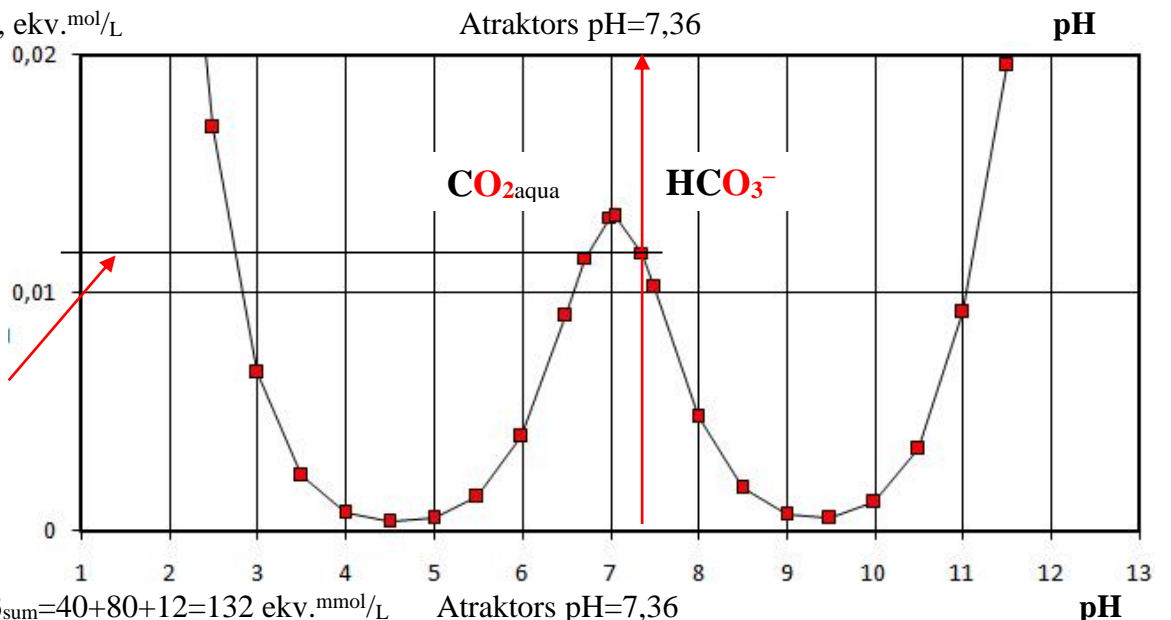
β , ekv. mmol/L
 Olbaltumvielu
 bufera klusais intervāls
 no **pH=6** līdz 7,36 .
 23 tūkstoš dažādu
 molekulu kopējā bufera
 šķīduma koncentrācija
 $C_{\text{buffer}}=135 \text{ mM}$ grupas
 3 mM muskuļos.
 Bufertkapacitāte
 fizioloģiskajā pH=7,36 ir
 $\beta = 40 \text{ mM}$
30,3 % = $40/132 * 100 \%$



β , ekv. mol/L
 Kopējā fosfātu bufera
 sistēmas koncentrācija
 $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}]$
 muskuļa šūnu citosolā
 ir $C_{\text{buffer}}=0,155 \text{ M}$
 Bufertkapacitāte
 fizioloģiskajā
 pH=7,36 ir
 $\beta = 80 \text{ mM}$
66,6 % = $80/132 * 100 \%$



β , ekv. mol/L
 Kopējā bikarbonāta
 bufera sistēmas
 koncentrācija
 $[\text{CO}_{2\text{aqua}}] + [\text{HCO}_3^-]$
 asins plazmā ir
 $C_{\text{buffer}}=0,023 \text{ M}$
 Bufertkapacitāte
 fizioloģiskajā
 pH=7,36
 ir $\beta = 12 \text{ mM}$
9,1 % = $12/132 * 100 \%$
 Summārā



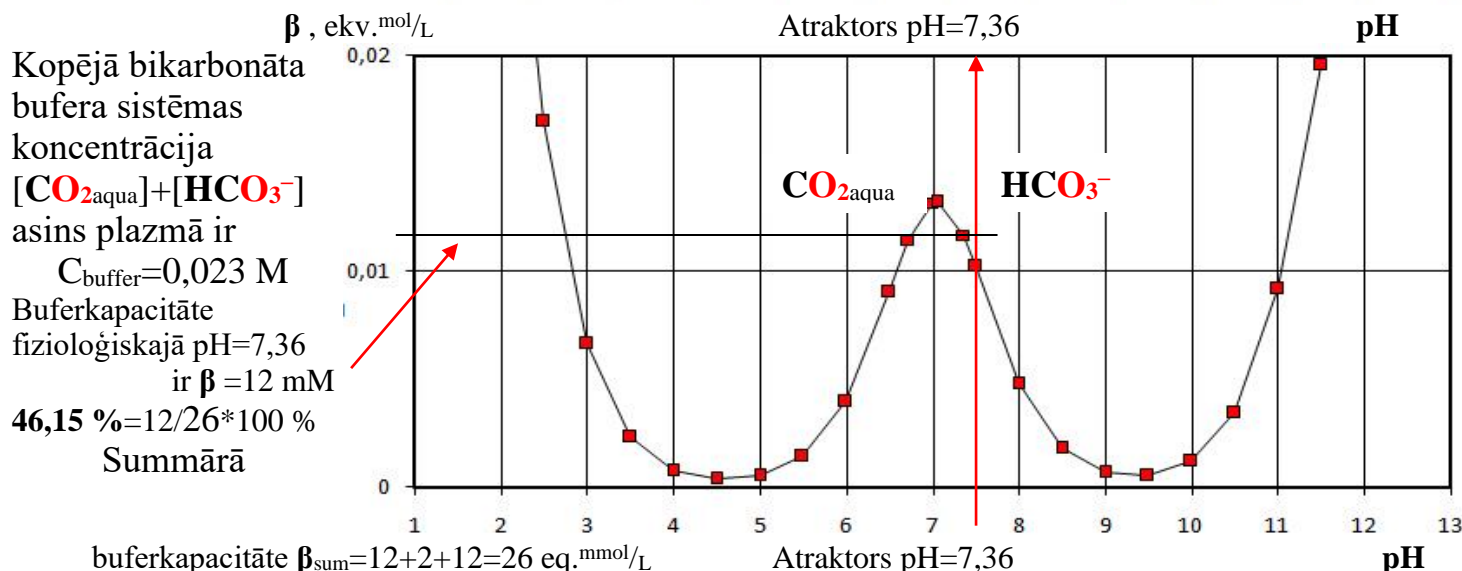
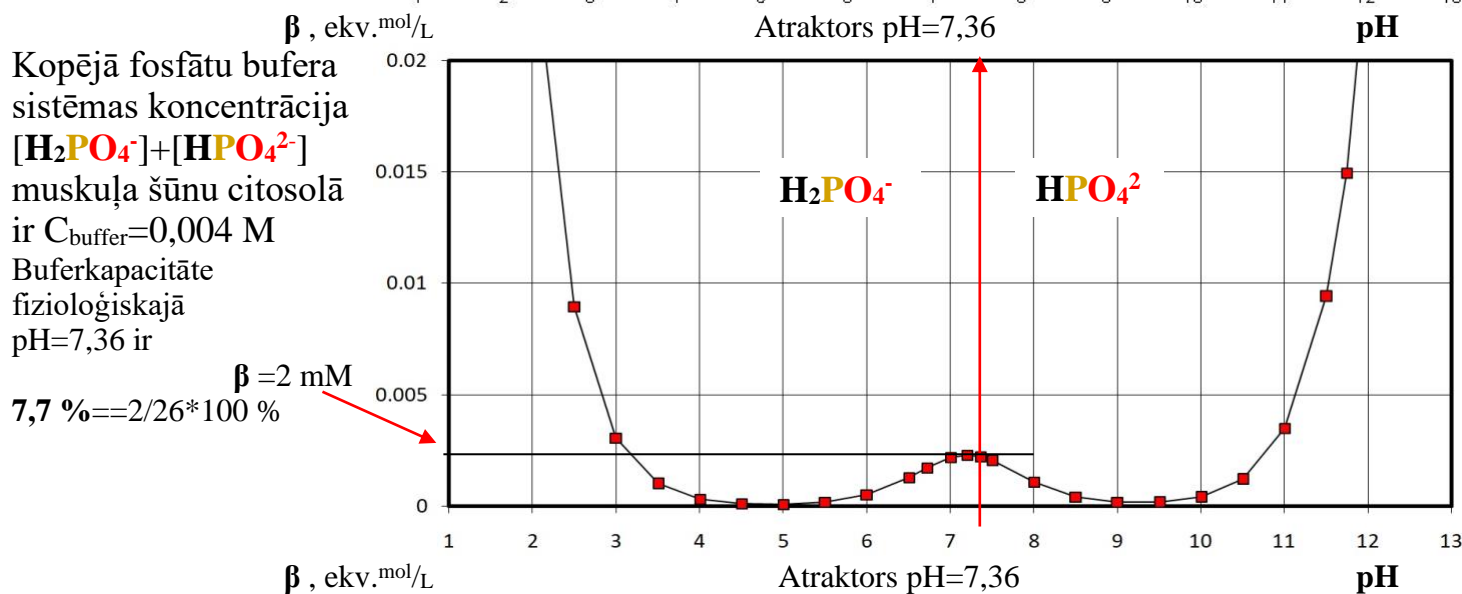
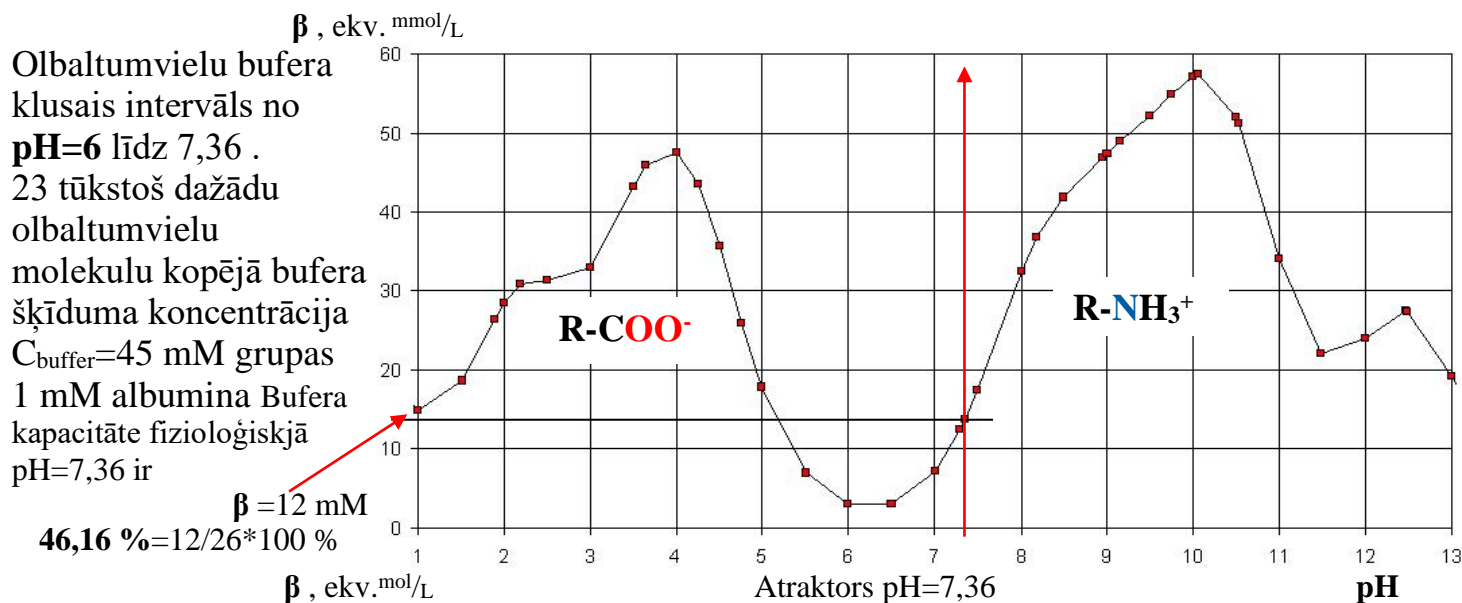
bufertkapacitāte $\beta_{\text{sum}}=40+80+12=132 \text{ ekv. mmol/L}$ Atraktors pH=7,36
 Zīmējums 3. Muskuļu šūnu citosolā. Bufera kapacitāte pie pH vērtībām no 1 līdz 13. Bufera kapacitāte pie Atraktora pH=7,36 vērtības divām dominējošām fosfāta, bikarbonāta un kopējā olbaltumu bufera kapacitāte.

Trīs bufera sistēmas cilvēka organismā olbaltumi + fosfāti + bikarbonāts:
 pie pH=7,36 olbaltumi + $([\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}]) + ([\text{CO}_{2\text{aqua}}] + [\text{HCO}_3^-])$,

kopējā bufera kapacitāte: 100 % = **30,3 %** + **66,6 %** + **9,1 %** .

Bufertkapacitāte skābes Δn_{sk} vai bāzes Δn_{b} ekvivalent moli / vienā Litrā izmainot par vienu vienību $\Delta \text{pH}=\pm 1$

Trīs tipu bufera sistēmas rada daudz funkcionālu pašorganizējošu atraktoru pH=7,36 perfektai homeostāzes kārtībai ar lādētām grupām kā brīvām un saistītām R molekulās.



Zīmējums 4. Ekstra celulārā telpā asins plazmā. Bufera kapacitāte pie pH vērtībām no 1 līdz 13. Bufera kapacitāte pie Atraktora pH=7,36 vērtības divām dominējošām fosfāta, bikarbonāta un olbaltumu bufera kapacitāte.

Trīs bufera sistēmas cilvēka organismā olbaltumi + fosfāti + bikarbonāts:
kopējā bufera kapacitāte pH=7,36 olbaltumi + $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}] + ([\text{CO}_{2\text{aqua}}] + [\text{HCO}_3^-])$.

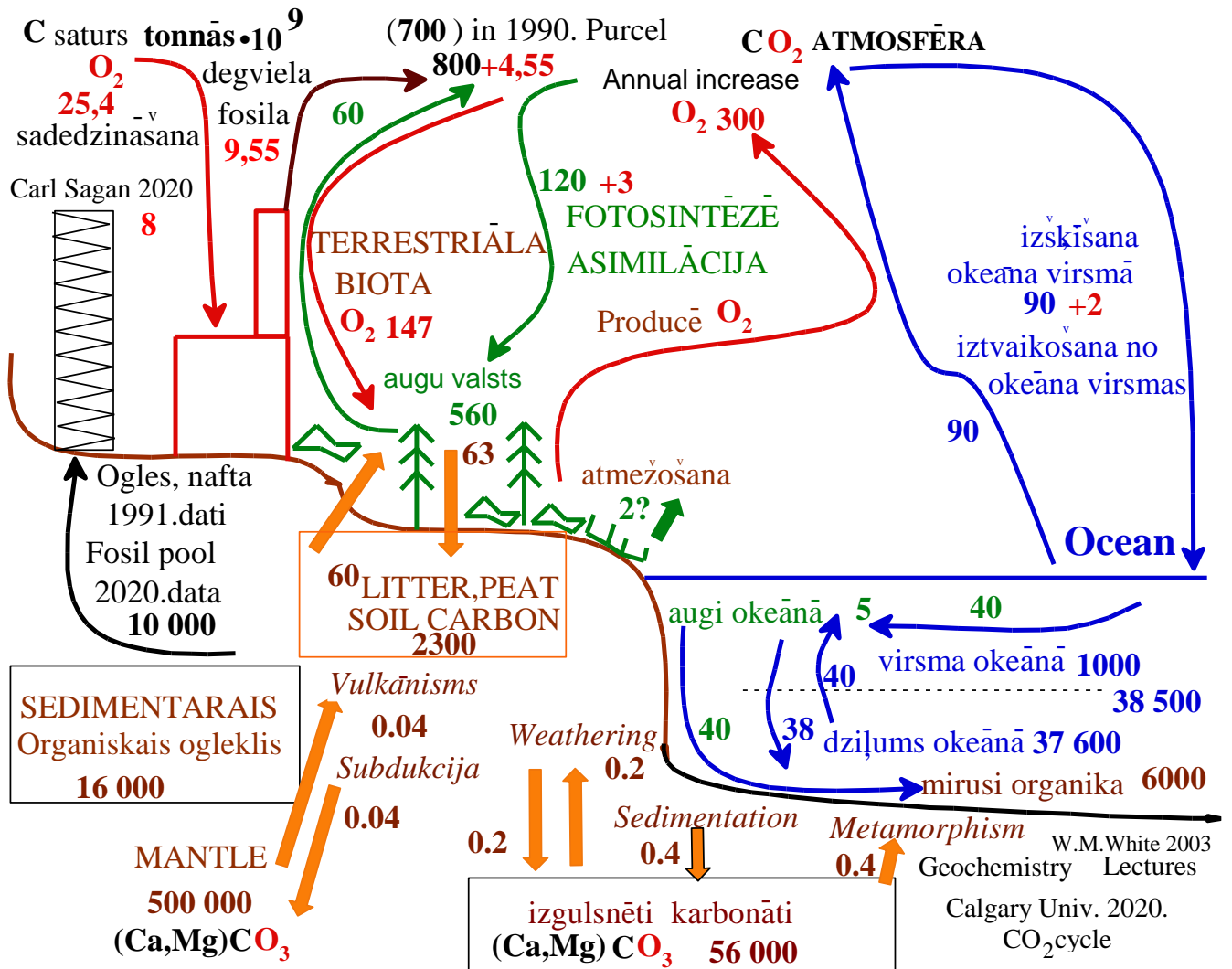
kopējā bufera kapacitāte: 100 % = **46,15 %** + **7,7 %** + **46,15 %**.

Buferkapacitāte skābes Δn_{sk} vai bāzes Δn_{b} ekvivalent_moli / vienā Litrā izmainot par vienu vienību $\Delta \text{pH}=\pm 1$

Trīs tipu bufera sistēmas rada daudz funkcionālu pašorganizējošu atraktoru pH=7,36 perfektai homeostāzes kārtībai ar lādētām grupām kā brīvām un saistītām **R** molekulās.

11. un 12. lapas puse: [BUFERA šķīdumi](#). [1]

Primārais pāšorganizējošais atraktors gaisā skābeklis O_2 20,95 %.

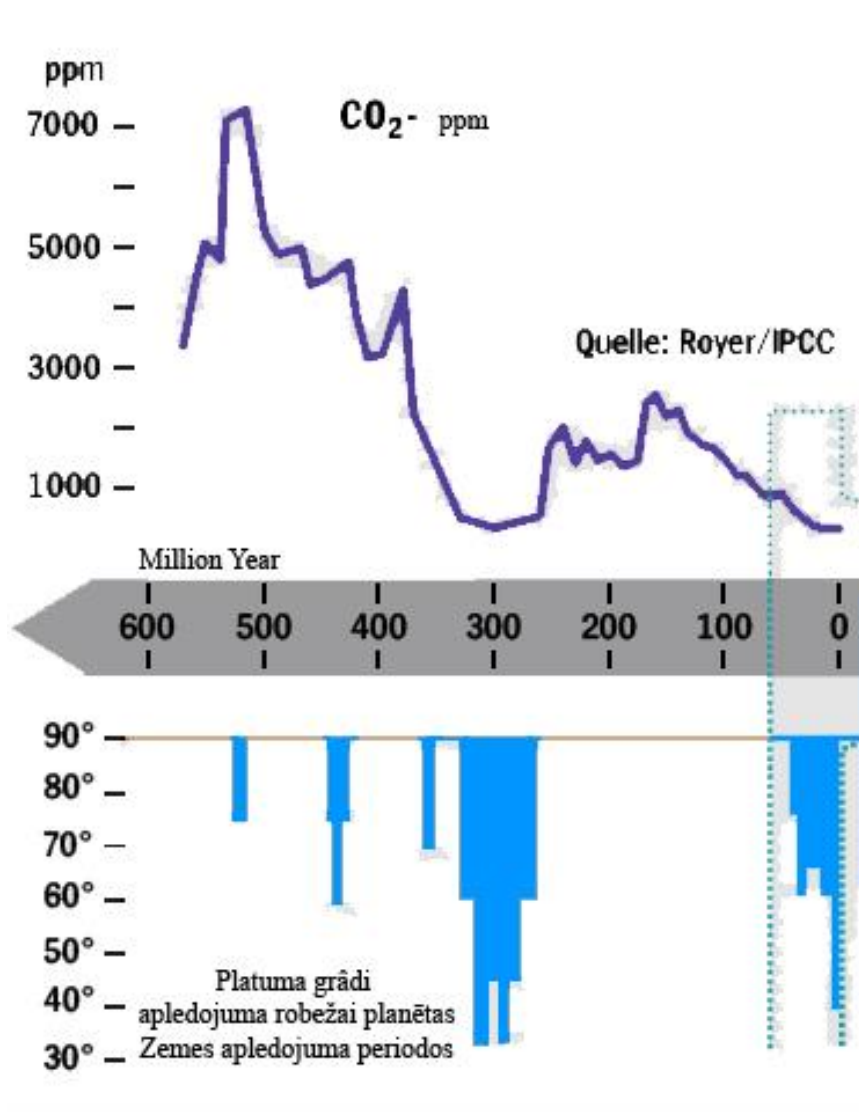


Zīmējums 5. Dinamiska CO_2 izaugsme atmosfērā trīsdesmit gados. CO_2 un O_2 ciklu kombinētie dati: 1991. gadā Kutz JC, Purcell KF 700 Gt (giga tonnas) CO_2 atmosfērā ^[10], 2003. gadā White VM 725 Gt CO_2 atmosfērā ^[11] un 2020. gadā Oglekļa cikls. Kalgary universitāte 800 Gt CO_2 atmosfērā. ^[12]

Civilizācijas regulāri izmeši pievieno 1,2 % atmosfērā ikgadēji 4,55 Gt sasniedzot 800 Gt CO_2 ↑_{gas} 2020. gadā. Lielo daļu 98,8 % neregulāri rada globālo un kosmisko procesu oscilācija 600 miljonus gadus skatīt Zīmējumu 6.. Zemes ūdeņos un okeānos izšķīdis 47 reizes lielāks CO_{2aqua} daudzums 38500 kā atmosfērā 800 Gt, bet karbonāti $(Ca, Mg)CO_3$ Zemes garozas izgulsnējumos satur 70 reizes vairāk CO_2 kā atmosfērā.

Karbo anhidrāze un fotosintēze katru gadu asimilē CO_2 daudzumu 15,4 % no atmosfēras 800+4,55 Gt producējot glikozi 307,5 Gt ar oglekļa masu 120+3 Gt. Fotosintēzes izdalītais skābekļa daudzums atmosfērā 300-147=153 Gt atjauno un uztur primāro pašorganizējošo atraktoru skābekļa O_2 līmeni 20,95 % globāli 500 miljonus gadus.

Fosilās degvielas sadegšanas produktos CO_2 kā oglekļa daudzums 2 Gt izšķīstot silda okeānus reakcijā ar OH^- joniem $0,167 \cdot 10^{15} \cdot 69 = 11,5 \cdot 10^{15}$ kJ. Uzsilšanas siltums okeānos $11,5 \cdot 10^{15}$ kJ no CO_2 ir vairāk kā 100 reizes mazāks nekā Planētas dzesēšanā $-2501 \cdot 10^{15}$ kJ fotosintēzē ar karbo anhidrāzi. ^[10,11,12]



Zīmējums 6. Klimata rekonstrukcija vēsturē kopš 600 miljonus gadu senātes: Atmosfēras **CO₂** saturs ppm vienībās, Zemes ledus segas robeža platuma grādos un temperatūras oscilēšana no -50° C līdz 45° C. [13]

Zemes klimata rekonstrukcija vēsturē parāda temperatūras un atmosfēras **CO₂** oscilēšanu, kur 600 miljonus gadu atpakaļ periodā 10000 gadus novērojama Zemes sasilšana no -50° līdz 45° grādiem un oglekļa(IV) oksīda gāzes koncentrācija gaisā sasniedz 6 %, kas atbilst 60000 ppm. Klimata izmaiņas notikušas ar primārā pašorganizējošā atraktora karbo anhidrāzes CA daudzuma nepietiekamību periodā ap 500 Mgadi un 200 Mgadi. Pietiekoša jaunu primārā pašorganizējošā atraktora CA daudzuma atjaunošanās starp ledus laikmeta periodi ap 300 Mgadi un tagadējais 0-10 Mgadi ar pazeminātu temperatūru un **CO₂** atmosfēras saturu zem 1000 ppm. [13]

Pirms 600 miljonus gadiem **CO₂** koncentrācija atmosfērā bija 0,1 %, kas ir 1000 ppm vienības. Atmosfēras skābekļa **O₂** koncentrācija aptuveni 1 % zem mūsdienu 20,95 % tilpuma daļām bija nepiemēroti vairumam mūsdienu dzīvnieku sugu.

Aptuveni 600 miljonus gadus vēsturē Zeme bija ar ledu pārklāta atgādinot sniega bumbu Zemi. Ledāja strauju nokušanu provcēja atmosfēras **CO₂** koncentrācijas pieaugums līdz 6 % 60000 ppm. Siltumnīcas efekta dēļ temperatūra palielinājās no -50° līdz 45° grādiem. Tas palielināja fotosintēzes reakcijas piensumu skābekļa **O₂** koncentrācijai strauji virs mūsdienu 20,95 % līdz 30 % periodā ap 10000 gadu.

Biosfērā primārais pašorganizējošais atraktors gaisā skābekļa **O₂** līmenis 20,95 % darbojas globāli 500 miljonus gadu. [Termodinamikas atraktori ar funkcionāli aktīvām molekulām O_{2aq}, CO_{2aq}](#). [1,6,13]

5 kompleksas Enzīmu reakcijas

Enzīmu vadītās reakcijas virza DZĪVĪBU 5 veidos

Pretstatā neenzimātisko reakciju
haosam un piesārņojumam

7.lapa : [Attraktori veido molekulu funkcionālo aktivitāti reakcijas ātruma sasniegšanai](#)

1. PAKĀPENISKĀS-VIRKNES REAKCIJAS

ENZĪMU kompleksi organizētas secīgas reakciju virknes
Glikolīzē, Krebsa ciklā; Polikondensācija: Replikācija,
Polimerizācija, Translēšanas reakcija - olbaltumvielu sintēze

1. Haotiski

2. ENZĪMU specifiskums 100% => izslēdz produkta singularitāti

2. PARALĒLU reakciju norise ķīmijā paralēli blakus produkti

3. SAISTĪTĀS-TANDĒMĀS SINTĒZES
Ribosomās sintezējas polipeptīdi,
Fotosintēzē glikoze un skābeklis

3. Termodinamiski aizliegta, neiespējama reakcija Ir nelabvēlīga ar pozitīvu brīvās enerģijas izmaiņu
 $\Delta G = \Delta H - \Delta S \cdot T > 0$

1.-5. lapai:

[Termodinamisks atraktors ar funkcionāli aktīviem \$O_{2\text{aqua}}\$ - \$CO_{2\text{aqua}}\$](#)

4. KONKURĒJOŠĀ regulācija **inhibēšana** un **alostērija**
ar $O_{2\text{aqua}}$, HCO_3^- , H^+ koncentrācijas jutīgu (Lešateljē princips)
atgriezeniski regulētu atbildi His63,58 hemoglobīnā, His64 mioglobīnā
novērš (hipo daudzumu) deficītu un (hiper daudzumu) pārprodukciju,

4. Haotiski

tā pēc stabilizē fizioloģisko pH=7.36, arteriālo $[O_{2\text{aqua}}]=6 \cdot 10^{-5}$ M un venozo $[O_{2\text{aqua}}]=0,426 \cdot 10^{-5}$ M.
Fotosintēze globāli stabilizē skābekļa koncentrāciju $[O_{2\text{GAISS}}]=20,95\%$ Zemes atmosfērā.

5. Enzīmu virzīta radikālu reaktivitāte dzinējs dzīvības resursus producēšanai.

5. vides piesārņojuma destruktīva ķīmija haotiskas radikālu ķēdes reakcijas ar daudzveidīgiem paralēliem produktiem

Zīmejums 7. Pašorganizējoši atraktori pieprasa kārtību pretstatā neenzimātisko reakciju haosam un piesārņojumam. Piecu tipu kompleksu reakciju enzīmu klāsteri. Pašorganizējošie atraktori uztur funkcionālās aktivitātes perfektu homeostāzes kārtību. Novirzoties no atraktoru vērtībām nekārtība homeostāzē rada haosu.

Secinājumi pašorganizējoši atraktori rada perfektu kārtību homeostāzē un bioenerģētikā.

Pašorganizējoši atraktori rada funkcionāli aktīvu molekulu reaktivitātes kārtību homeostāzē un bioenerģētikā. Funkcionāli aktīvu molekulu kārtība virza homeostāzi atraktoru vadībā. Sasniedzot atraktoru vērtības rodas homeostāzes kārtība no nekārtības. Haoss izjauc homeostāzi.

$O_{2\text{aqua}}$ molekulas funkcionāla aktivēšana samazina brīvās enerģijas saturu no $G_{O_{2\text{aqua}}}=237,2$ kJ/mol līdz $G_{O_{2\text{Bio}}}=78,08$ kJ/mol. Oglekļa dioksīda reakcija ar ūdeni CO_2+2H_2O produktos ($CO_{2\text{aqua}}$) $H_3O^++HCO_3^-$ palielina brīvās enerģijas saturu no nulles $G_{CO_2+2H_2O}=0$ kJ/mol uz $G_{H_3O^++HCO_3^-}=68,38$ kJ/mol. Ūdens protolīze palielina brīvās enerģijas saturu no nulles $G_{2H_2O}=0$ kJ/mol uz $G_{H_3O^++OH^-}=99,8$ kJ/mol. Destilētam ūdenim organisma vidē palielinās brīvās enerģijas saturu no nulles uz G_{H_2O} . Biochemistry=85.65 kJ/mol. [1,8] Funkcionāla aktivēšana ģenerē atraktorus. Atraktori ir daudzfunkcionāli divu veidu: primārais atraktors kopējs visai biosfērai, sekundārais atraktors individuāliem organismiem un daudzfunkcionālie pH=7,36, ūdens, gaisa skābeklis.

Skābekļa $O_{2\text{aqua}}$ pazemināto spēju funkcionālai aktivitātei izooksijas normu asinīs un arī citosola šķīdumā virza četri atraktori: skābekļa tripleta stāvoklis ūdenī, ūdens koncentrācija $[H_2O]=55,3$ mol/Liter, gaisa skābekļa līmenis 20,95 % jau pieci simti miljoni gadi, pH=7,36 koncentrācijai $[H_3O^+]=10^{-7,36}$ M.

CA karbo anhidrāze darbojas kā primārais atraktors Biosfērā, kurš veido dominējošu bikarbonāta buferi skābes $CO_{2\text{aqua}}$ protolīzes konstanti $pK_a=7,0512$. Hendersona Haselbalha izteiksme aprēķina atraktora vērtību 7,36, kura atbilst koncentrācijai $[H_3O^+]$. Atraktors 7,36 rada funkcionālu aktivitāti molekulām ar negatīvi un pozitīvi lādētām grupām: HPO_4^{2-} , HCO_3^- , $R-COO^-$, $R-NH_3^+$, $R-PO_4^{2-}$ kā brīvām un saistītām aminoskābēs, olbaltumvielās, nukleīnskābēs, ogļhidrātos, koenzīmos, **R** molekulās. Karbo anhidrāzes sintēze atrisina perfektas homeostāzes un bioenerģētikas kārtību kā pašorganizēšanās atraktors. [3,4]

Atraktoru vērtības organismu nodalījumos disipatīvās struktūrās virza perfektu homeostāzes kārtību ar enzīmu klāsteriem piecu kompleksu reakciju veidos. Kārtība ir atslēga organismu izdzīvošanai. Novirzes no atraktoru vērtībām izraisa homeostāzes funkcionālās aktivitātes kārtības izžušanu. Haotiskas reakcijas izšķiež resursus un apstādina homeostāzi, kompleksos nelīdzsvara procesus. Homeostāze izzūd no biosfēras.

Ūdens protolīze ir **nepieciešama** atraktoru veidošanā, kuri atrodas līdzsvarā, kamēr homeostāze un bioenerģētika turpinās. Ūdens protolīze uzkrāj brīvo enerģiju produktos $H_3O^++OH^-$ 99,8 kJ/mol. Atraktoru mērķis ir neatgriezeniska brīvās enerģijas $\Delta G_{\text{Homeostasis}}$ pārnese starp funkcionāli aktīvām molekulām.

Piezīme: Homeostāze tiecas uz līdzsvaru, bet nekad nerasniedz, jo tas ir nelīdzsvara stavoklis.

Pateicības.

Autors izsaka pateicību visiem atbalstītājiem pētījumā par “Prigožina termodinamikas atraktoriem Homeostāzes virzītājiem ar funkcionāli aktivētām $O_{2\text{aqua}}$, $CO_{2\text{aqua}}$ molekulām” kuri kritiski izvērtēja šīs studijas rezultātus:

Paldies par kritiskām diskusijām ar MD Aivaru Grinbergu par atraktoriem bioķīmijā saskatot nepieciešamību dzīvībai radīt funkcionāli aktivētas molekulas, lai uzturētu organisma homeostāzi.

Paldies par Rīgas Stradiņa universitātes bibliotēkas atbalstu literatūras studijās.

Paldies Rīgas Stradiņa universitātes Cilvēka fizioloģijas un bioķīmijas katedrai par atbalstu manām studijām Prigožina termodinamikas atraktoriem bioķīmijā.

Atsauces.

1. [David R. Lide. CRC Handbook of Chemistry and Physics .90th ed. Taylor and Francis Group LLC; 2010 .](#)
2. Prigogine I, Defey R. Chemical Thermodynamics. Longmans Green & co ©; 1954.
3. Prigogine I, Nicolis G. Self-Organization in Non-Equilibrium Systems. Wiley, 1977.
4. [Prigogine I. Time, Structure and Fluctuations. Lecture, The Nobel Praise in Chemistry; 1977.](#)
5. [Kuman M. New light on the attractors creating order out of the chaos. *Int J Complement Alt Med.* **11\(6\)**, 337, \(2018\) ;](#)
6. [Nelson DL, Cox MM. Lehninger Principles of Biochemistry. 5th ed. New York: W.H. Freeman and company; 2008.](#)
7. [Xing W, Yin G, Zhang J. Rotating Electrode Method and Oxygen Reduction Electrocatalysts. *Elsevier*; 6 \(2014\) .](#)
8. [Alberty RA. Biochemical Thermodynamic's : Applications of Mathematics. John Wiley & Sons, Inc. 1-463, \(2006\).](#)
9. [Pinard MA, Mahon B, McKenna R. Probing the Surface of Human Carbonic Anhydrase for Clues towards the Design of Isoform Specific Inhibitors. *BioMed Research International*; **2015**, 3 \(2015\).](#)
10. Kotz JC, Purcell KF. Chemistry and chemical reactivity. Saunders College Publishing; 1991.
11. [White VM. THE CARBON CYCLE, ISOTOPES, AND CLIMATE I and II. Lectures 37, 38; 2003 .](#)
12. [Hanania J, Pomerantz C, Stenhouse K, Toor J, Donev J. Carbon cycle. University of Calgary's 2020 .](#)
13. [Der wohltemperierte Planet. *Der Spiegel.* 2007 Nr.19:148-154. German .](#)

Nepastāv interešu konflikts.

Autors deklarē, ka šeit nav interešu konflikta raugoties publikācijā rakstītajā.

Autors pšpietiekams bez finansiāla atbalsta

Āris Kaksis ir veicis studijas bez finansiāla atbalsta.