

### 1. Појам биоаутоматике

Биолошки системи представљају најсавршеније системе аутоматског управљања. Са развојем технике, посебно роботике, вештачке интелигенције, биотехнологије појавила се потреба да се изучавају ови системи које је створила природа за потребе технике.

**Биоаутоматика** је област технике која проучава **енергетске и информационе процесе** у биолошким системима са становишта аутоматског управљања.

### 2. Сличности и разлике аутоматских процеса у биолошким и техничким системима

Сличности:

чула- мерни органи;

мишићи-извршни органи;

нервни систем – алгоритам

Ток обраде сигнала код **техничких система**:

секвенцијално, један ток сигнала, брза обрада , компликован алгоритам

Ток обраде сигнала код **биолошких система**:

паралелно, споро, једноставан алгоритам, редундантни систем

Спреге за пренос сигнала:

Код биолошких система постоје све врсте спреге за пренос сигнала: редна, паралелна и повратна као и код техничких система.

Код техничких система су те спреге врло јасно дефинисане и физички уочљиве, док код биолошких система нису.

Пренос сигнала се код биолошких система врши нервним системом чији су основни елементи, неурони малих димензија.

### 3. Основни градивни елементи биолошких система на нивоу молекула, ћелије, органа и организма

#### 3.1. Садржај хемијских елемената у ћелији:

линк: [http://en.wikibooks.org/wiki/Cell\\_Biology/Introduction/The\\_elements\\_of\\_life](http://en.wikibooks.org/wiki/Cell_Biology/Introduction/The_elements_of_life)

Садржај хемијских елемената у ћелији:

водоник 59%

кисеоник 24%

угљеник 11%

азот 4%

остали (фосфор, сумпор...) 2%

Органски молекули који чине типичну ћелију су:

протеини 50%

нуклеинска киселина 15%

угљени хидрати 15%

масти 10%

остало 10%

Преглед хемијских елемената са њиховим функцијама у ћелији:

бром	кофактор за катализовано добијања ензима
калцијум	грађа костију, грчење мишића, пренос сигнала – “секундарни гласник”
угљеник	основа органских молекула
хлор	пробава и фотосинтеза
хром	метаболизам шећера и масти код људи
бакар	саставни део грађе ензима и катализатор метаболичких процеса
флуор	за нормалан развој зубне глеђи
водоник	састојак воде и свих органских молекула
јод	састојак хормона тироксина
гвожђе	улази у састав хемоглобина, пигмента за транспорт кисеоника код многих животиња
магнезијум	део хлорофила, учествује у скоро свим метаболичким процесима
манган	основа за неке ензимске активности
азот	основни део свих протеина и нуклеинских киселина
кисеоник	дисање, састојак воде и готово свих органских молекула
фосфор	грађа ДНА и РНА
калијум	генерише нервне импулсе
селен	неопходан за рад многих ензима
силицијум	омотач алге diatom, листови траве
натријум	најважнији елемент у организму учествује у стварању акционог потенцијала ћелија поред калијума

сумпор	саставни део структуре протеина
цинк	основа ензима за оксидацију алкохола

#### 4. Енергетски аспекти биолошких процеса

(линк: Cellular Thermodynamics: the molecular and macroscopic views, Joe Wolfe, University of New South Wales, Sydney, Australia, 16 February 2015)

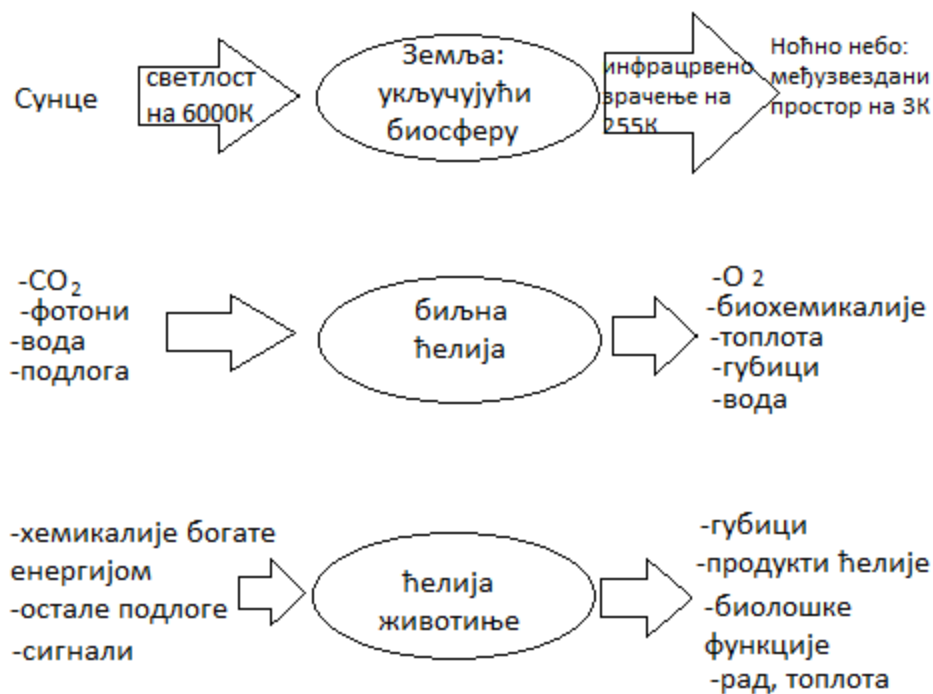
##### Равнотежно стање

Концепт равнотежног стања је изузетно користан у биологији. То је изненађујуће пошто је систем у равнотежном стању по дефиницији **када битне променљиве теже стационарном стању и када не постоји размена енергије и материје**. На пример када сисар умре у хладној и сувој околини, постепено долази у **термичку равнотежу** са њом. У дужем временском периоду његов садржај воде пада на низак ниво: постиже **хидрауличку равнотежу**. Потпуна глобална **хемијска равнотежа** ретко кад од интереса за биологе: чак и семе није у потпуној равнотежи са околином. У многим слјучајевима, ипак, локална равнотежа се постиже са изузетном тачношћу. Ћелије и њихова околина су обично изузетно близу термичкој равнотежи због њихове блискости: у колико постоји температурска разлика на малом растојању између њих, топлота ће се веома брзо пренети са топлије на хладнију ћелију. Слично томе, вода може често да напусти или уђе у ћелију због пропустљивости мембране. У овом случају, пропустљивост доводи до брзе осмотске равнотеже.

Када је систем у равнотежном стању нема промена величина током времена, али има **размене енергије и/или материје**. Може да дође до губитка енергије на различите начине и на различитим температурама. На пример, део људске коже је у равнотежном стању у односу на неке променљиве: губи топлоту зрачењем и испаравањем, али добија топлоту кондукцијом из поткожног ткива и протоком крви; губи воду испаравањем, али је добија дифузијом. У равнотежном стању већина променљивих система се не мења током времена. Равнотежно стање је очигледно апроксимација која је важна биолозима иако не укључује важне карактеристике као што је раст.

##### Равнотежно стање подразумева непрекидну размену енергије.

У колико се уклони извор или повор енергије, живи систем прелази у равнотежно стање – смрт.



Сл.1

### ТОПЛОТА, СВЕТЛОСТ, ФОТОНИ И "КОРИСНА ЕНЕРГИЈА"

Равнотежно стање представљено на сл.1 укључује неке важне идеје о преносу топлоте и других облика енергије.

По једном схватању, ултраљубичасти зраци и видљива светлост и инфрацрвени зраци и тоplotно зрачење се разликују само квантитативно: све су то електромагнетски таласи с тим што су ултраљубичасти зраци краћих таласних дужина. У **биохемији**, разлика је квалитативна: видљива и ултраљубичаста светлост представљају **корисну енергију** за фотосинтезу или фоторецепцију, или потенцијално опасно зрачење за фотолабилне молекуле. Насупрот, енергија коју израчи организам на **~300 K** у околину (или је прими из околине) је корисна за биохемију индиректно, као **топлота**. Разлика је у квантитизацији енергије.

Као ни материја, ни светлост није бесконачно дељива. Светлост одређене боје (тимае одређене учестаности и таласне дужине) поседује минимум количине или квантум енергије који се назива **фотон**. Фотон може да се схвати као минималин "пакет енергије". Енергија фотона је  $hc/\lambda$  где је:

$h$  Планкова константа,

$c$  је брзина светлости и

$\lambda$  је таласна дужина. На **сунцу**, зрачење на температури од **~6000 K** већи део енергије се преноси фотонима таласном дужином од око **0,5  $\mu\text{m}$**  (видљива светлост) и енергије око

$4 \times 10^{-19} \text{ J}$  по протону, што даје **250 kJ** по "молу протона". За жива бића, зрачење на **~300 K**, одговарајуће вредности су **10  $\mu\text{m}$**  (инфрацрвено),  **$2 \times 10^{-20} \text{ J}$**  по протону или **~10 kJ** по "молу протона". Из овог произилази: квант енергије видљиве или ултраљубичасте светлости је упоредив са одвајањем квантификаованих нивоа енергије електрона у атомима и молекулима. Фотони са оволиким нивоом енергије могу да активирају многе хемијске реакције директно као што чине код **фотосинтезе**. Нижи ниво енергије инфрацрвеног зрачења тела на 300K (~10kJ по молу) је упоредив са типичном кинетичком енергијом молекула услед топлотног кретања. Ова енергија може обично само да активира реакцију индиректно: највећи број реакција које се одвијају на температурама ~300K су заиста активирани топлотним кретањем молекула, али то је само мали број молекула који има енергије више од просека који изазива реакцију.

### ЕНТРОПИЈА

Разлика између хемијски "корисне" енергије (светлост или ултраљубичасто зрачење) и неупотребљиве енергије (инфрацрвено зрачење) може да се објасни концептом ентропије. По дефиницији када се количина топлоте  $\Delta Q$  преноси на температури  $T$ , систему коме је доведена топлота порасла је ентропија за  $\Delta Q/T$ . Стога **сунчева светлост** (чија је температура зрачења ~6000K) представља зрачење са **малом ентропијом**. Зрачење од 1J са површине од ~300K (~20 пута хладније од сунца) преноси **20 пута већу ентропију** од 1J сунчевог зрачења. Ова чињеница је позната у биологији: енергија се добија од извора са **малом ентропијом** (светлост и храна) и користи се у различитим биохемијским, психолошким и еколошким механизмима. На крају, енергија се губи у енергетском "понору" на ниским температурама и последично **високој ентропији**. Термодинамика анализира топлотне машине (као што је парна турбина) као машине које узимају топлоту од **извора са високом температуром**, претварају део у рад, одбацују остатак као топлоту у **понору са ниском температуром** (кула за хлађење) и на тај начин стварају ентропију.

Остављајући по страни облике живота на великим океанским дубинама **биологија биосфере** се понаша на сличан начин: **добија енергију са малом ентропијом (извор на ~6000K) и ослобађа енергију са великом ентропијом у топлотни понор у крајњи енергетски понор, ноћно небо (~3K).**

### Макроскопски и микроскопски поглед

**Ћелија** је у овој анализи **макроскопски објект**. Садржи приближно  **$10^{14}$  молекула** и могу да се дефинишу и мере параметри као што су температура, притисак унутар вакуоле (део ћелије), притисак на мембрану и сл. Ове физичке величине проучава термодинамика. Снага ове дисциплине произилази из чињенице да термодинамика може увек да се примени на понашање система без знања на молекуларном нивоу.

За један мали молекул, с друге стране, **температура и притисак нису ни дефинисани ни мерљиви**. Комплементарна дисциплина статистичке механике примењује механику на појединачне молекуле, атоме и фотоне и узимајући у обзир статистичко понашање

великог броја, изводећи закључке за макроскопске системе. На тај начин повезује термодинамику са Њутновим законима и законима квантне механике на молекуларном нивоу.

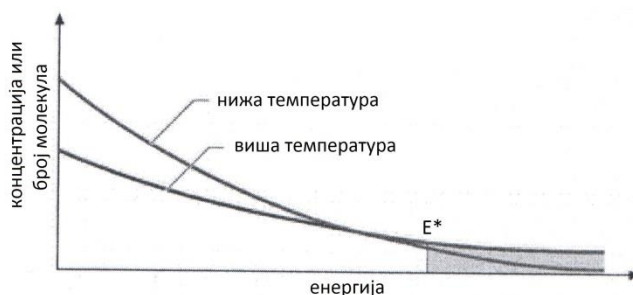
Од ћелија до молекула помера се тачка гледања од макроскопског ка микроскопском нивоу. На пример, **рад, кинетичка енергија и топлота** су облици енергије и **на макроскопском нивоу они се јасно разликују. На микроскопском нивоу та разлика практично не постоји.**

Закони термодинамике се односе на макроскопске системе где ентропија и температура имају јасно значење и где се топлота јасно разликује од осталих облика енергије. На микроскопском нивоу ови закони могу да се примене на велики број молекула на статистичком нивоу, а не на појединачне молекуле. На пример, **кинетичка енергија малог молекула је топлота**. Ако се убрза интеракцијом са другим молекулом да ли је извршен рад на њему или је добио топлоту? За већи скуп молекула међутим, збирно организовано кретање (рецимо ваздушна струја) може да изврши рад, док случајно појединачно кретање (у топлом, стационарном гасу) може да да топлоту.

Други закон термодинамике стога може да се искаже на молекуларном нивоу: осредњено, системи прелазе из **стања мање вероватноће** (стања која имају мали број могућих конфигурација) у **стања веће вероватноће** (која имају много могућих конфигурација). За мали број молекула, ипак стање мање вероватноће је могуће.

### Дистрибуција молекула и енергије: ниски ниво енергије према високом нивоу ентропије

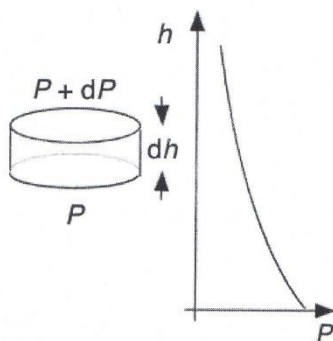
Посматра се раствор. На атмосферском притиску и собној температури има извесну количину топлоте и осталих врста енергије. Питање је како енергија распоређена између молекула? Колико молекула има довољно енергије да реагује или можда испари? Како су молекули распоређени у стања или регионе који имају различит ниво енергије? Како систем налази равнотежу између максимизирања ентропије и минимизирања енергије? У равнотежном стању одговор на ова питања је обично добија помоћу **Болцманове дистрибуције**.



Сл.2 У равнотежном стању молекули и њихове енергије су распоређени по Болцмановој расподели која је овде представљена. Концентрација или број молекула је

пропорционалан  $(-E/kT)$  где је  $E$  енергија молекула,  $k=1,38 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$  је Болцманова константа и  $T$  апсолутна температура

Ова дистрибуција, описује више важних појава (хемијску и јонску равнотежу, ниво реакција, осмотски притисак...). Она представља компромис или равнотежу између енергије и ентропије што је веома важно питање за физику ћелије и биохемију. У стању високе ентропије сви молекули или атоми ће бити распоређени **хомогено у простору**. Стање најниже енергије подједнако интересно за биологе: биосфера би се у том случају састојала од великих кристала азота, кисеоника, леда и других супстанци. **Равнотежа је компромис између два екстрема**. Пошто је ентропија  $S$  топлота (облик енергије) подељена са температуром  $T$ , ентропија се у једначинама које се односе на равнотежно стање множи са температуром  $T$  (производ  $TS$  има димензију енергије). Последично, ефекти ентропије су **доминантни на високим температурама**, тј. молекули се распршују да постигну највећу молекуларни неред. На ниским температурама, минимизација енергије је важнија, тако да се молекули распоређују у стања са мањом енергијом. Једноставан пример промене концентрације са енергијом је атмосфера земље: на нивоу мора гравитациона потенцијална енергија је мала и концентрација гаса је велика. Са висином гравитациона потенцијална енергија расте и концентрација опада. Слика 3 представља упрошћену верзију ове појаве да би се извела Болцманова дистрибуција.



Сл.3

Промена концентрације гаса са висином у гравитационом пољу се изводи из Болцманове расподеле при константној температури. Концентрација је велика на нивоу земље (где је мала гравитациона потенцијална енергија) и опада са порастом висине  $h$ .

Гравитациона потенцијална енергија је  $E = Mgh$  по молу, где је  $M$  моларна маса.

Нека је елементарна запремина висине  $dh$  попречног пресека  $A$  разлика притисака  $dP$  која делује на површину  $A$  је облика  $dP < 0$ .

Зато је  $AdP = -\rho Adhg$ , где је  $\rho$  густина гаса.

Из једначине стања идеалног гаса  $PV = nRT$  се добија  $\rho = \frac{nM}{V} = MP/RT$ .

Следи  $\frac{dP}{dh} = -\left(\frac{Mg}{RT}\right)P = -\frac{P}{\lambda}$  где је  $\lambda = RT/Mg \sim 8\text{km}$ .

Решавајући ову једначину добија се  $P = P_0 \exp(-Mgh/RT)$

и заменом у јед. стања добија се  $C = C_0 \exp\left(-\frac{Mgh}{RT}\right) = C_0 \exp(-U_g/RT)$

што је Боцманова расподела.

Стога је на малој висини потенцијална енергија мала, концентрација велика и ентропија по молу мала што се мења на великој висини.

Већа концентрација подразумева мању ентропију. Болцманова дистрибуција даје однос молекула у одређеном стању као функцију енергије стања. У многим случајевима ово одговара концентрацији у региону са енергијом (јед. 1a, 1b).

$$c = c_0 \exp(-E/kT) \quad (1a)$$

$$C = C_0 \exp(-E_m/RT) \quad (1b)$$

Овде су  $c_0$  или  $C_0$  по дефиницији концентрације на којима је  $E = 0$ . Веза је дата на два начина. Једначина (1a) се односи на молекуле тако да је  $E$  енергија молекула, а  $k$  је Болцманова константа. Једначина (1b) се односи на молекуле тако да је  $E_m$  енергија по молу и  $R = N_A k$  је гасна константа, где је  $N_A$  Авогадров број. Прва једначина се обично користи када се врши анализа на молекуларном нивоу, док је друга за анализу на макроскопском нивоу.  $kT$  се назива термалном енергијом због тога што различита термална кретања молекула имају енергију тог реда величине.

Једначина 1 говори о томе како се концентрација смањује експоненцијално са порастом енергије. Величине  $kT$  или  $RT$  се називају термалном енергијом и њихове бројчане вредности су  $4 \times 10^{-21} \text{J}$  по молекулу и  $2 \text{kJmol}^{-1}$ . Тако је концентрација молекула стања са високом енергијом  $kT$  или  $10kT$  већом од референтне мања него референтна концентрација:  $e^{-1} = 0,36$  и  $e^{-10} = 0,000045$  респективно.

Слика 2. и једначина 1 такође показују да на вишим температурама дистрибуција мање варира у односу на енергију. На молекуларном нивоу, висока температура одговара вишем средњем нивоу молекуларних енергија. Да би се повећала средња вредност енергије, мало молекула мора да има мали ниво енергије, а више висок ниво енергије. Може се рећи да ентропија постаје важнија од високе температуре. Ентропија се повећава ако су молекули равномерно распоређени са различитим енергијама. На макроскопском нивоу може се рећи да температура расте загревањем, а према дефиницији то доводи до пораста ентропије.



### Закони термодинамике

Први закон термодинамике је закон о одржању енергије на макроскопском нивоу. Он гласи да се унутрашња енергија система  $U$  повећава са повећањем топлоте  $\Delta Q$  и опада са утрошеним радом  $\Delta W$ :  $\Delta U = \Delta Q - \Delta W$ , и да је унутрашња енергија система функција његових физичких променљивих. Претпоставимо да мишићна ћелија врши рад ( $\Delta W > 0$ ) и при томе ослободи топлоту у околину ( $\Delta Q < 0$ ). Сва енергија за оба процеса долази од ћелијске унутрашње хемијске енергије која се стога смањује.

Други закон термодинамике гласи да је укупна ентропија створена у процесу већа или једнака нули. Могуће је да ентропија система пада ( на пр. садржај фрижидера током хлађења), али тиме је ентропија околине повећана (фрижидер греје ваздух у просторији).

Трећи закон термодинамике (не односи се директно на биологију) да не постоји коначан број процеса који може да достигне температуру апсолутне нуле.