

KVANTITATÍV BIOENERGETIKA

A BIOENERGETIKA TÁRGYKÖRE

Fő kérdések

1. Melyek a szabadenergia (a biológiai folyamatokban hasznosítható hasznos munka) forrásai és felhasználói az élő szervezetekben?
2. Van-e ezek között kölcsönhatás (és ha van, milyen a köztük lévő csatolás mechanizmusa)?
3. Milyen az energiaátalakítást végző rendszerek szerveződése?

Válaszok

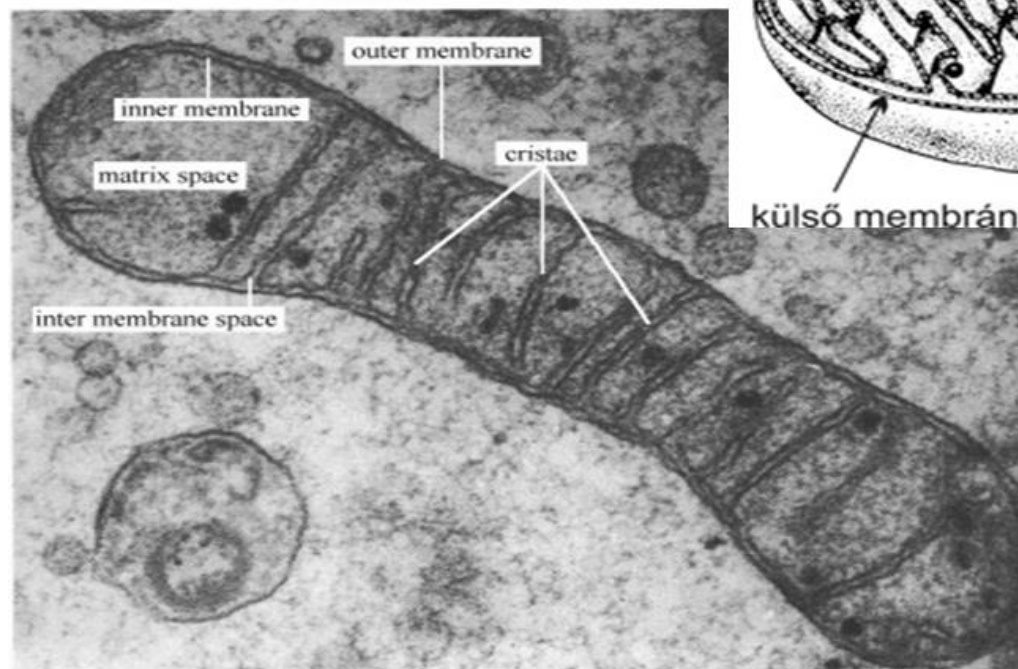
1. *Források*: fényabszorpció; szerves vegyületek lebontása
Felhasználók: izmok mechanikai munkája, mikro és makrotranszportok, elektrokémiai grádiens
2. Összeköttetés: H^+ potenciálja (kemiozmotikus hipotézis)

Válaszok

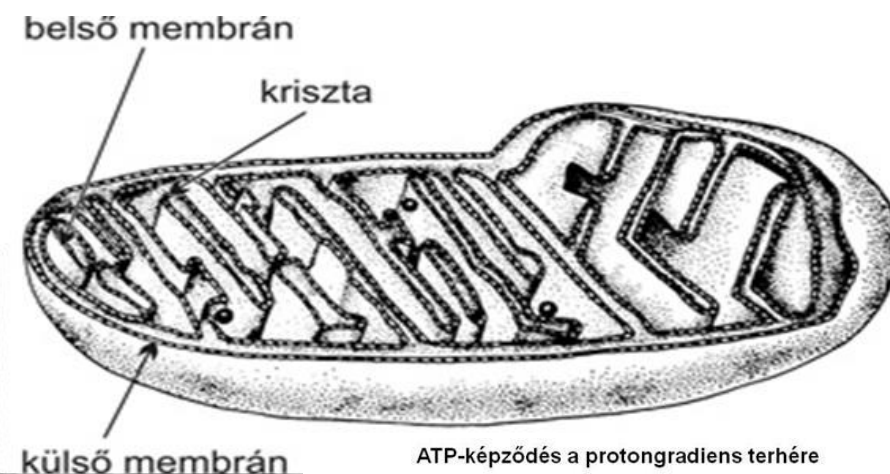
3. Speciálisan szervezett membránok

Példa a szabadenergia-átalakító rendszer felépítésére: intakt **mitokondrium**, annak belső membránrendszere és a membrán integrális fehérjéi, amelyekben a szabadenergia termelése és felhasználása történik.

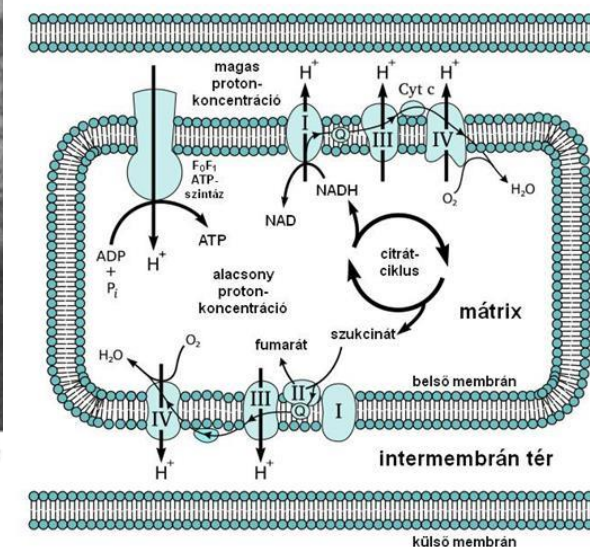
Elektron mikrográf



<http://www.bmb.leeds.ac.uk/illingworth/oxphos>



ATP-képződés a protongradiens terhére



Tartalom:

- Egyensúlyra vezető reakciók Gibbs-energiája oldatokban.
- Általános kémiai reakció szabadentalpia változása
- Gibbs szabadenergia megjelenési formái

Egyensúlyra vezető reakciók Gibbs-energiája oldatokban.

Híg oldatok állapotegyenlete analóg az ideális gázokéval

$$p_{ozm}V = nRT$$

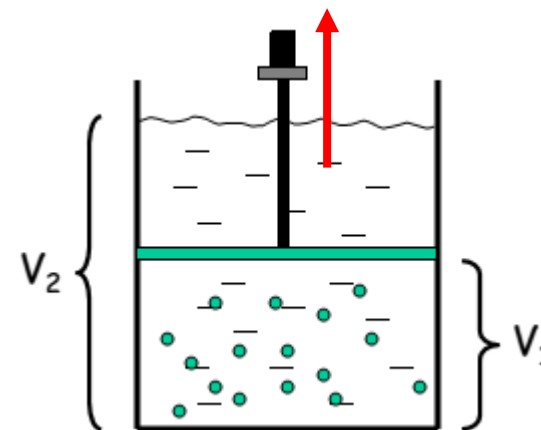
$$p_{ozm} = \frac{n}{V}RT = cRT$$

Legyen egy rendszer, izoterm diffúzió reverzibilis megvalósítása:

Mivel T – áll., U – áll. $\rightarrow dU = dQ + dW$,

külső nyomás ellenében történő térfogatváltozás: $dW = -pdV$, infinitezimális változásokra, reverzibilis folyamatokra jellemző entrópia-definícióból: $dQ = TdS$, behelyettesítve $\rightarrow TdS = pdV$

a dugattyút felengedjük
a rendszer a súlyon munkát végez



Egyensúlyra vezető reakciók Gibbs-energiája oldatokban.

$$dS = S_2 - S_1 = \int_{V_1}^{V_2} dS = \int_{V_1}^{V_2} \frac{p}{T} dV = nR \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nR \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = nR \ln \left(\frac{c_1}{c_2} \right)$$

$$G_2 - G_1 = U_2 - U_1 + p_2V_2 - p_1V_1 - T(S_2 - S_1) = nRT \ln \left(\frac{c_2}{c_1} \right) \Rightarrow$$

$$\mathbf{G = G^o + nRT \ln(c) = n[\mu^o + RT \ln(c)]}$$

$G = G^o + nRT \ln(c)$ - szabadentalpia

$\mu = \mu^o + RT \ln(c)$ - kémiai potenciál, vagy más néven parciális moláris szabadentalpia: $\mu_B = \left(\frac{\partial G}{\partial n_B} \right)_{p,T,n_{i \neq B}}$

Többkomponensű elegy szabadentalpiája:

$$\mathbf{G = \sum_i n_i \mu_i = \sum_i n_i \mu_i^o + RT \sum_i n_i \ln(c_i)}$$

Általános kémiai reakció szabadentalpia változása

Legyen egy zárt rendszer, mely termikus és mechanikai egyensúlyban van a környezetével

T - áll. ; p - áll. ; dQ - megengedett

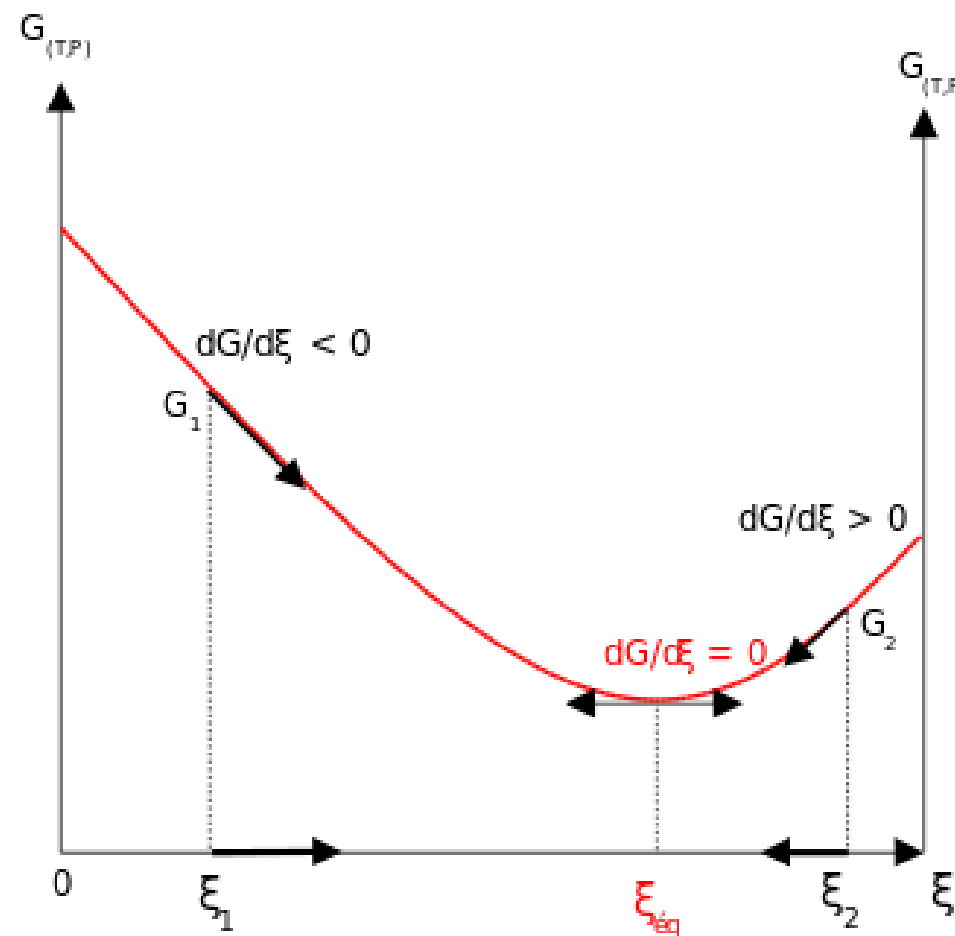
Tekintsük azt a legegyszerűbb kémiai reakciót, amelynek során az A kiindulási anyagból B termék keletkezik, és egyensúlyra vezet: $A \rightleftharpoons B$

Megfigyelt tömeghatási arány: $\Gamma = \frac{[B]}{[A]}$

Egyensúlyi állandó: $K = \frac{[B]_e}{[A]_e}$

A szabadentalpia ξ - szerinti deriváltja, a reakció szabadentalpia:

$$\Delta G_r = \frac{dG}{d\xi}$$



Általános kémiai reakció szabadentalpia változása

Egy sztöchiometriai együtthatónak megfelelő reakció „előrehaladása” jellemezhető bármely komponens molszám-változásával.

$$d\xi = \frac{dn_x}{\nu_x}, \text{ ahol a } d\xi \text{ a reakciókoordináta (reakcióextenzitás)}$$

Legyen a reakció:



A folyamat történjen olyan elegyben, ahol

n_A, n_B, \dots - mólnyi mennyiségek vannak jelen

c_A, c_B, \dots - koncentrációban

A reakció kis $d\xi$ előrehaladtával az átalakult mennyiségek:

$-\nu_A d\xi; -\nu_B d\xi; \dots$

$\nu_G d\xi; \nu_H d\xi; \dots$

Általános kémiai reakció szabadentalpia változása

Általánosan a reakció szabadentalpia:

$$\Delta G_r = \frac{dG}{d\xi} = - \sum_i \nu_i \mu_i^o + \sum_j \nu_j \mu_j^o + RT \left[- \sum_i \nu_i \ln(c_i) + \sum_j \nu_j \ln(c_j) \right]$$

$$\Delta G_r = \Delta G^o + RT \ln(\Gamma)$$

ahol a tömegarány: $\Gamma = \frac{c_G^{\nu_G} \cdot c_H^{\nu_H} \cdot \dots}{c_A^{\nu_A} \cdot c_B^{\nu_B} \cdot \dots}$

Attól függően, hogy mi a Γ - tömegarány értéke, azaz mekkora a reaktánsok és a termékek koncentrációja ΔG_r értéke lehet:

$\Delta G_r < 0$: A kémiai reakció önként végbemegy, a reakciók lejátszódásának irányát is megmutatja.

$\Delta G_r = 0$: A termodinamikai rendszer, s így a kémiai reakció egyensúlyban van. **Ez az egyenlet a kémiai reakciók egyensúlyának feltétele!**

$\Delta G_r > 0$: A reakció spontán visszafelé halad (a reaktánsok irányában)

Általános kémiai reakció szabadentalpia változása

Vizsgáljuk meg a $\Delta G_r = 0$ speciális esetet:

$$\Delta G_r = 0 = \Delta G^0 + RT \ln(K_e)$$

↓

$$\Delta G^0 = -RT \ln(K_e) \Rightarrow K_e = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$$

$A \rightleftharpoons B$ esetén:

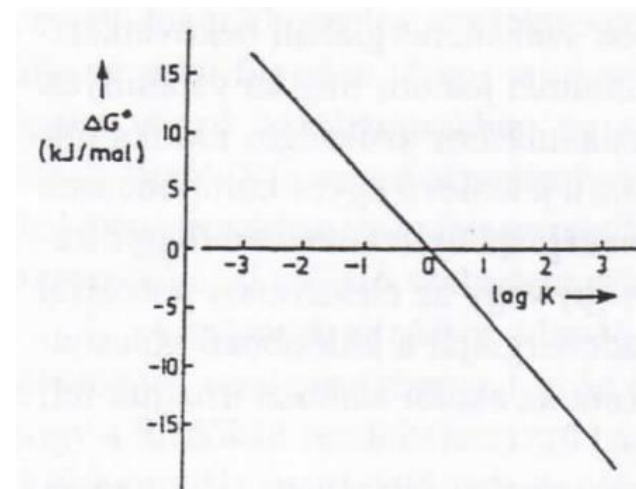
$$\Delta G^0 = -RT \ln(K_e) = \mu_B^0 - \mu_A^0$$

Tehát általánosan a reakció szabadentalpia:

$$\Delta G_r = \Delta G^0 + RT \ln(\Gamma)$$

$$\Delta G_r = RT \ln\left(\frac{\Gamma}{K_e}\right)$$

A kémiai reakció természetétől függetlenül a reakció szabadentalpia attól függ, hogy milyen messze vagyunk az egyensúlytól.

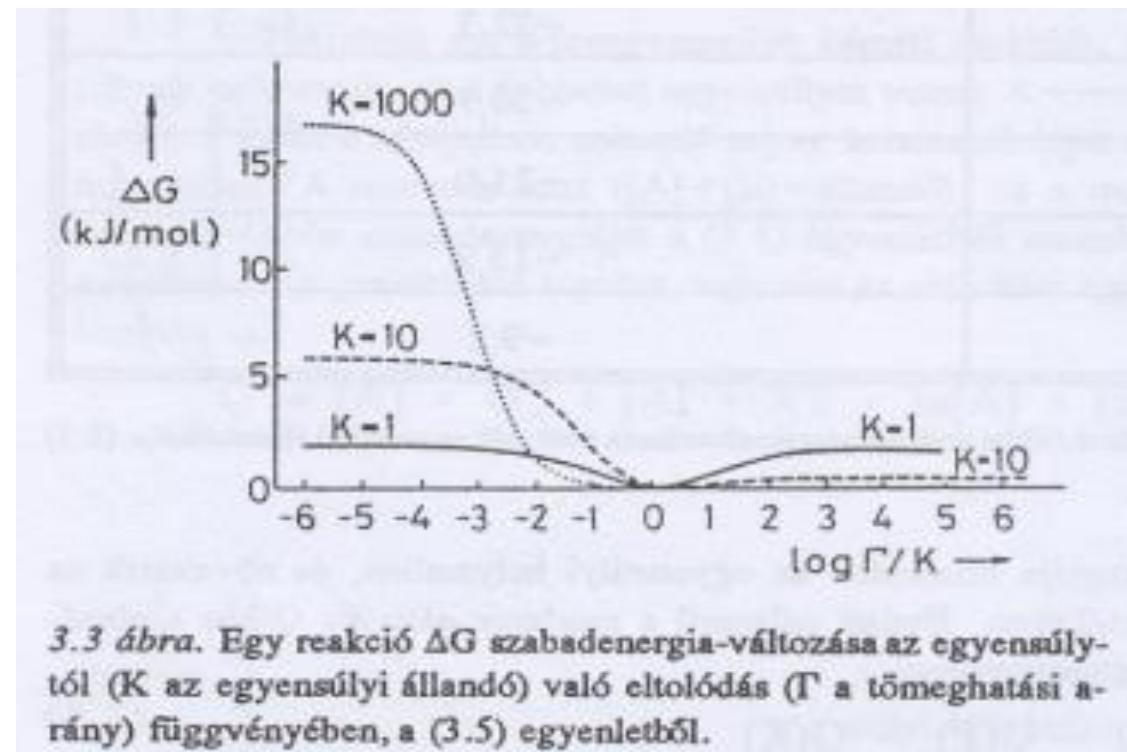


3.2 ábra. A ΔG^0 standard szabadenergia-változás és a K egyensúlyi állandó közti kapcsolat a (3.3) egyenlet alapján, szobahőmérsékleten (298 K).

Általános kémiai reakció szabadentalpia változása

Kétkomponensű rendszer szabadentalpia változása a tömegarányú állapottól az egyensúly eléréséig:

$$\Delta G = RT \left[\frac{\Gamma}{1 + \Gamma} \ln \left(\frac{\Gamma}{K} \right) + \ln \left(\frac{1 + K}{1 + \Gamma} \right) \right]$$



Gibbs szabadenergia megjelenési formái:

- Foszforilációs (foszfát-) potenciál

Az ATP hidrolízise és szerepe a bioenergetikában

- Redoxpotenciál

A középponti potenciál pH függése
Henderson-Hasselbalch egyenlet

- Ion elektrokémiai potenciál

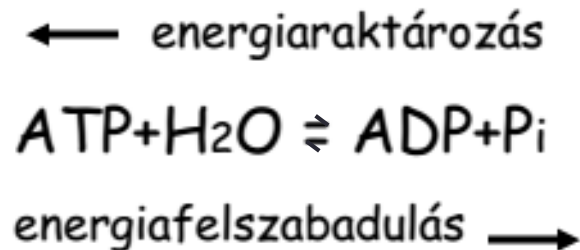
Proton elektrokémiai potenciál

- Fényenergia

A szóba jöhető állapotfüggvények közül (belsőenergia, entrópia, entalpia) a **Gibbs szabadenergia** a legalkalmasabb az állandó nyomáson és állandó hőmérsékleten lezajló folyamatok jellemzésére!

Foszforilációs (foszfát-) potenciál

Főként az ATP szintézis leírására használatos:



Reakció szabadentalpiája:

$$\begin{aligned} \Delta G_r &= \Delta G^o + RT \ln(\Gamma) \\ \Delta G_r &= \Delta G^o + 2.3 RT \log \left(\frac{[\sum \text{ADP}][\sum \text{P}_i]}{[\sum \text{ATP}]} \right) \end{aligned}$$

Példa: pH 7.0 –nél; $[\text{Mg}^{2+}] = 10 \text{mM}$; $T \sim 20^\circ\text{C}$ esetén (látszólagos egyensúlyi állandó, $K = 10^5 \text{M}$):

$$\Delta G^o = -2.3 \log(10^5) = -32.5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\begin{aligned} \Delta G^o &= -RT \ln K \\ \Delta G_r &= G(\Gamma) - G(K) \end{aligned}$$

Foszforilációs (foszfát-) potenciál

Néhány anyag hidrolízisekor bekövetkező szabadenergiaváltozás

Foszfátvegyület	ΔG° (kJ/mol)
Foszfoenolpiroszőlősav (PEP)	-62,2
Karbamil-foszfát	-51,7
Glicerinsav-difoszfát	-49,6
Kreatin-foszfát	-43,3
Acetil-foszfát	-42,4
Arginin-foszfát	-32,4
ATP (\rightarrow AMP +PPi)	-32,3
ATP (\rightarrow ADP +Pi)	-30,7
Glükóz-1-foszfát	-21,0
Fruktóz-6-foszfát	-15,9
Glükóz-6-foszfát	-13,9
Glicerin-1-foszfát	-9,2

Az ATP hidrolízise és szerepe a bioenergetikában

ATP – adenzin trifoszfát

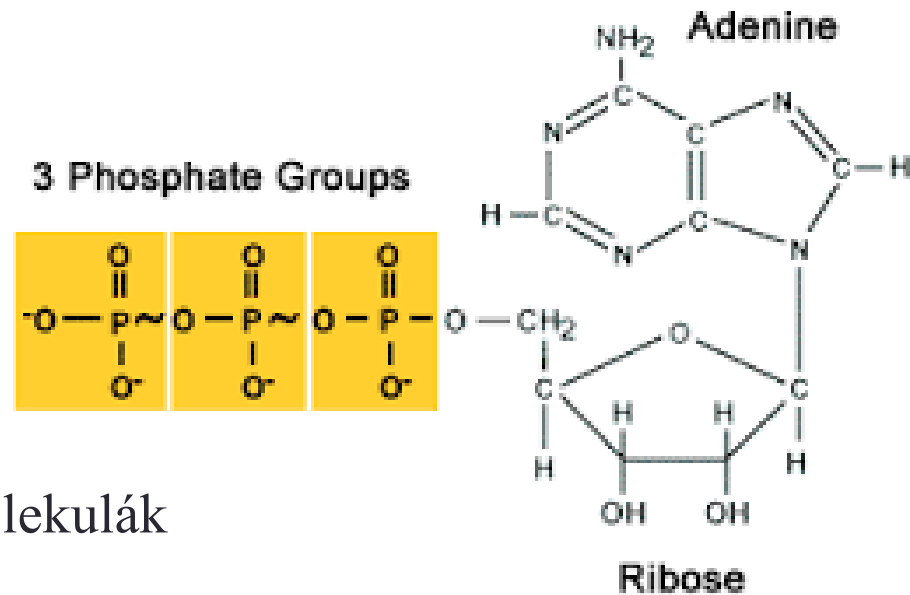
Az ATP a természet energiaraktára. Az energiaforrások a szervezet energiaraktárát töltik fel (ATP-vel) és sokféle energiaigényes biokémiai folyamat ebből a raktárból veszi fel az energiát.

Energiaigény:

- tápanyagok lebontása, biológiai makromolekulák (fehérje, DNS) szintézise
- molekulák, ionok transzportja sejtszervecskék és sejtek határán (folyamatosan)
- izom összehúzódás és egyéb sejtmozgás (időszakosan)

Energiaforrás:

- fény
- tápanyagok oxidációja

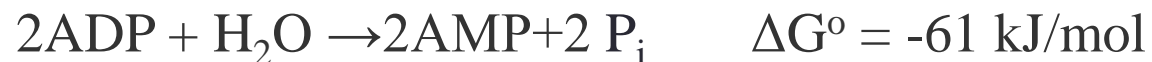


Az ATP hidrolízise és szerepe a bioenergetikában

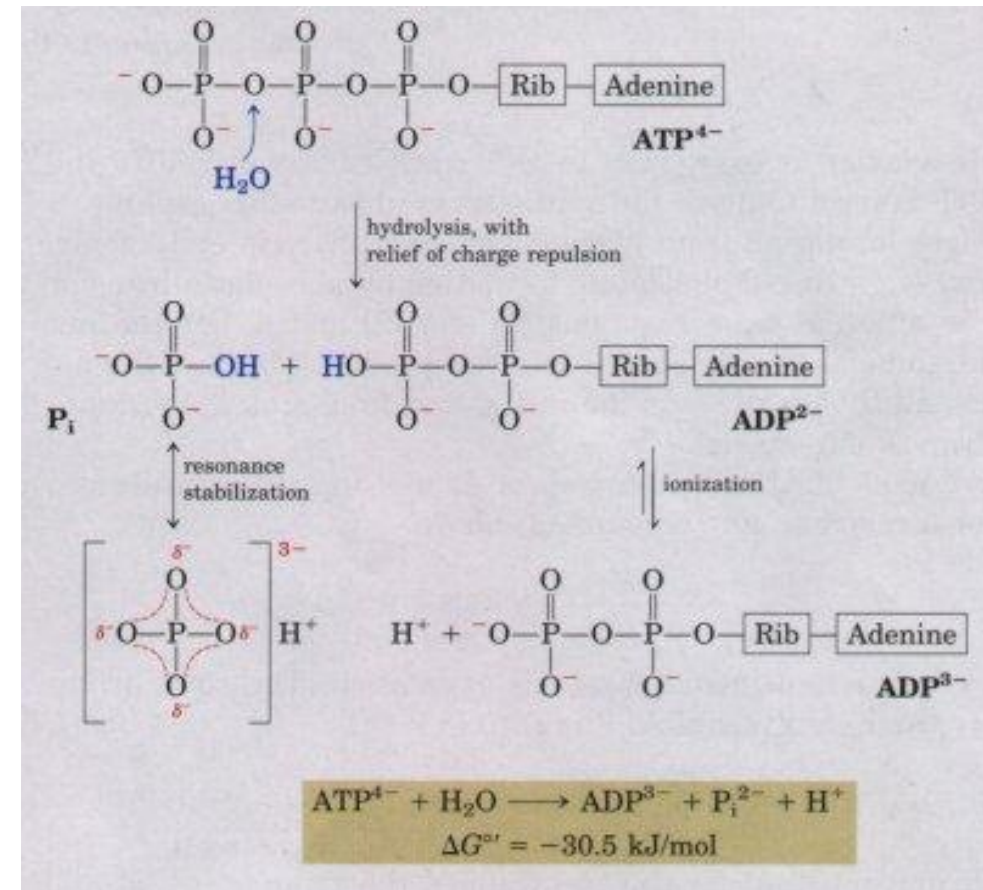
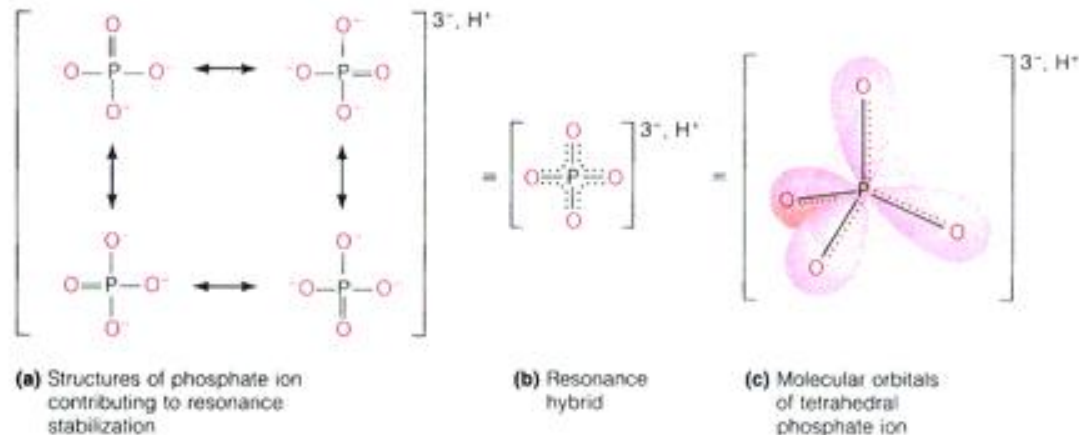
- Az ATP-t először izomszövetek savas extraktumaiból sikerült izolálni (Fiske és Subbarow, 1929)
- Szerkezete – lebontási kísérletekből (néhány évvel az izolálása után). Megnyugtatóan: teljes kémiai szintézis (Todd, 1948)
- A sejtek bioenergetikájában betöltött központi szerep (szabadenergia befektetést igénylő folyamatok „fizetőeszköze” - Lipmann, 1941)
- ATP, ADP, AMP – minden élő sejtben megtalálható (az ATP mennyisége rendszerint jóval felülmúlja a másik kettő koncentrációjának összegét)
 - A sejtmembránon nem diffundálnak át
 - Az adenzin-foszfátok intakt sejtekben Mg-sók formájában vannak jelen.

Az ATP hidrolízise és szerepe a bioenergetikában

- Az ATP ADP-re és anorganikus foszforra (P_i) képes hidrolizálni. A termékek stabilizációja az elektrosztatikus energia felszabadulása, rezonancia stabilizáció és ionizáció révén.



Ortofoszfát (HPO_4^{2-} , P_i) rezonancia



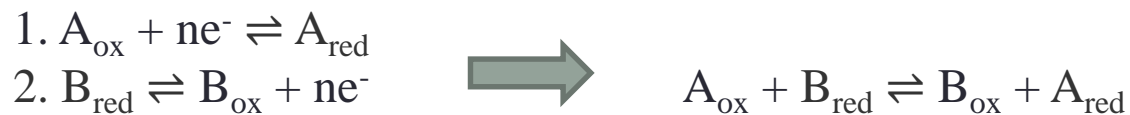
A redoxpotenciál

- A redoxreakciók során elektron adódik át elektrondonorról (redukálószerről) elektron akceptorra (oxidálószerre).
- Vannak azonban olyan esetek, amelyekben a felvett elektron (elektrosztatikus kölcsönhatás következtében) megemeli az akceptormolekula (egy v. több) ionizálható csoportjainak a pK értékeit, ami proton felvételt eredményez. pl.: ha n számú elektron és m számú proton együttes felvétele következik be a redukció:



- Redoxrendszer pl.: - mitokondriális légzési lánc \longrightarrow
- fotoszintetikus elektrontranszport-lánc

Mivel a redoxreakciókban elektronok vesznek részt, ezért ált. elektrokémiai törvényeket szoktak alkalmazni a leírásukra. pl.: reakció elektron akceptor pár és elektron donor pár között:

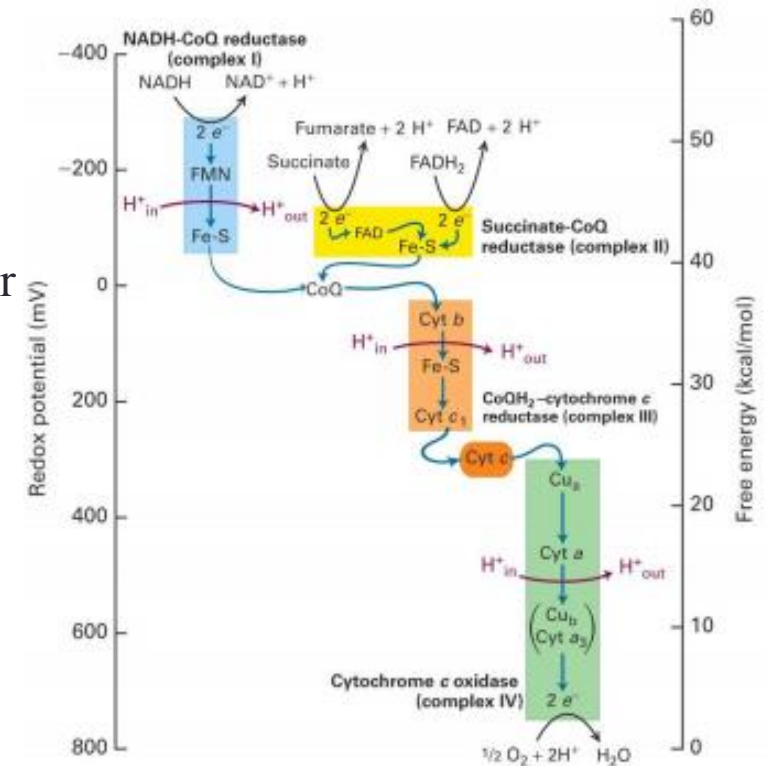


A teljes reakció szabadentalpia változása:

$$\Delta G = \Delta G_A + \Delta G_B$$

$$\Delta G = RT \ln \left(\frac{\Gamma}{K} \right), \quad \text{ahol } \Gamma = \frac{[\text{A}_{\text{red}}][\text{B}_{\text{ox}}]}{[\text{A}_{\text{ox}}][\text{B}_{\text{red}}]}$$

A redoxreakciókat nem a szabadentalpiával, hanem a redoxpotenciállal szokás jellemezni.



A redoxpotenciál

A megfigyelt redoxpotenciál valamint az oxidált és redukált formák koncentrációi között a **Nernst-egyenlet** állapít meg összefüggést:

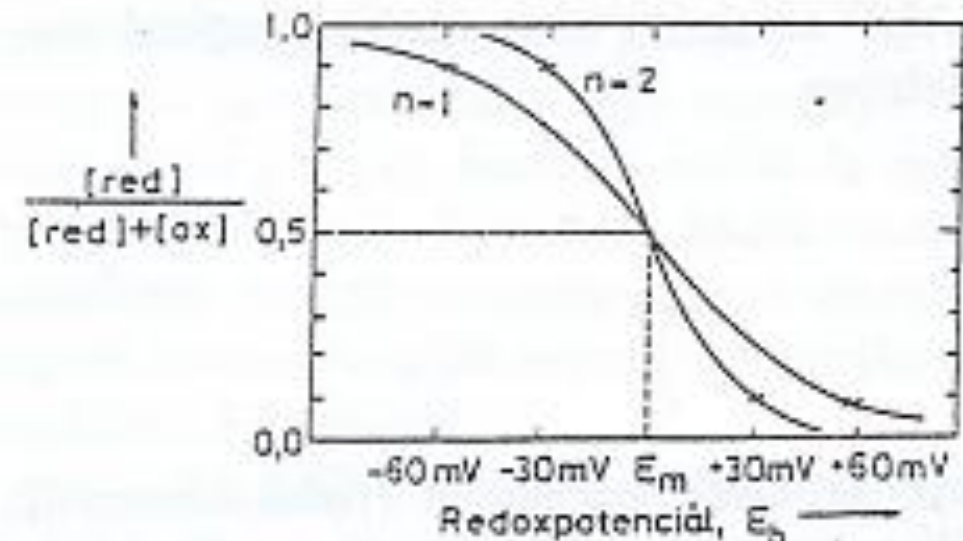
$$E_h(\text{pH}) = E_m(\text{pH}) + \frac{2.3 RT}{n F} \lg \left(\frac{[\text{ox}]}{[\text{red}]} \right)$$

Redoxpár redukáltsági foka a redoxpotenciál függvényében szobahőmérsékleten, $n=1$ és $n=2$ elektron esetén:

A redoxpotenciál meghatározza, hogy a redoxpáron belül milyen irányban haladjon az elektron, teljesen hasonlóan ahhoz, ahogy a foszfátpotenciál kijelöli a foszfátcsoport áthaladásának útját.

A redoxpotenciál kifejezése a redoxreakció szabadenergia-változásával:

$$\Delta G = -nF\Delta E_h$$



A redoxpotenciál

Néhány biológiai szempontból is fontosabb redoxrendszer középponti redox potenciálja:

Oxidált forma	Redukált forma	z	$E_m(V)$
a-keto-glutarát	szukcinát + O ₂	2	-0,67
ferredoxin _{ox}	ferredoxin _{red}	1	-0,43
P ₈₆₀ ⁺	P ₈₆₀	1	-0,93
P ₆₈₀ ⁺	P ₆₈₀	1	-0,64
NAD ⁺	NADH+H ⁺	2	-0,32
NADP ⁺	NADPH+H ⁺	2	-0,32
piruvát	laktát	2	-0,19
fumarát	szukcinát	2	-0,03
citokróm c ³⁺	citokróm c ²⁺	1	+0,22
ubikinon	ubikinon-H ₂	2	+0,4
[Fe(CN) ₆] ³⁻	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	1	+0,43
P ₈₆₀ ⁺	P ₈₆₀	1	+0,45
½ O ₂ + 2 H ⁺	H ₂ O	2	+0,82
P ₆₈₀ ⁺	P ₆₈₀	1	+1,20

A középponti potenciál tájékoztató jellegű: minél pozitívabb, annál erősebben oxidáló az adott redox pár. Elektrontranszfer reakció olyan irányba törekszik, hogy az erősebben oxidáló pár főleg redukált, az erősebben redukáló pár főleg oxidált formában legyen jelen.

TABLE A1.2 Microbiologically important reduction potentials^a

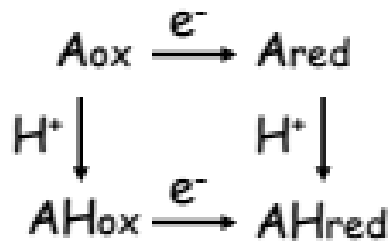
Redox pair	E_0' (V)
SO ₄ ²⁻ /HSO ₃ ⁻	-0.52
CO ₂ /formate	-0.43
2 H ⁺ /H ₂	-0.41
S ₂ O ₃ ²⁻ /HS ⁻ + HSO ₃ ⁻	-0.40
Ferredoxin ox/red	-0.39
Flavodoxin ox/red ^b	-0.37
NAD ⁺ /NADH	-0.32
Cytochrome c ₃ ox/red	-0.29
CO ₂ /acetate ⁻	-0.29
S ⁰ /HS ⁻	-0.27
CO ₂ /CH ₄	-0.24
FAD/FADH	-0.22
SO ₄ ²⁻ /HS ⁻	-0.217
Acetaldehyde/ethanol	-0.197
Pyruvate ⁻ /lactate ⁻	-0.19
FMN/FMNH	-0.19
Dihydroxyacetone phosphate/glycerolphosphate	-0.19
HSO ₃ ⁻ /S ₃ O ₆ ²⁻	-0.17
Flavodoxin ox/red ^b	-0.12
HSO ₃ ⁻ /HS ⁻	-0.116
Menaquinone ox/red	-0.075
APS/AMP + HSO ₃ ⁻	-0.060
Rubredoxin ox/red	-0.057
Acrylyl-CoA/propionyl-CoA	-0.015
Glycine/acetate ⁻ + NH ₄ ⁺	-0.010
S ₄ O ₆ ²⁻ /S ₂ O ₃ ²⁻	+0.024
Fumarate ²⁻ /succinate ²⁻	+0.033
Cytochrome b ox/red	+0.035
Ubiquinone ox/red	+0.113
AsO ₄ ³⁻ /AsO ₃ ³⁻	+0.139
Dimethyl sulfoxide (DMSO)/dimethylsulfide (DMS)	+0.16
Fe(OH) ₃ + HCO ₃ ⁻ /FeCO ₃	+0.20
S ₃ O ₆ ²⁻ /S ₂ O ₃ ²⁻ + HSO ₃ ⁻	+0.225
Cytochrome c ₁ ox/red	+0.23
NO ₂ ⁻ /NO	+0.36
Cytochrome a ₃ ox/red	+0.385
Chlorobenzoate ⁻ /benzoate ⁻ + HCl	+0.297
NO ₃ ⁻ /NO ₂ ⁻	+0.43
SeO ₄ ²⁻ /SeO ₃ ²⁻	+0.475
Fe ³⁺ /Fe ²⁺	+0.77
Mn ⁴⁺ /Mn ²⁺	+0.798
O ₂ /H ₂ O	+0.82
ClO ₃ ⁻ /Cl ⁻	+1.03
NO/N ₂ O	+1.18
N ₂ O/N ₂	+1.36

^aData from Thauer, R. K., K. Jungermann, and K. Decker, 1977. Energy conservation in anaerobic chemotrophic bacteria. *Bacteriol. Rev.* 41:100-180.

^bSeparate potentials are given for each electron transfer in this potentially two-electron transfer.

A redoxpotenciál

A középponti potenciál pH függése:



Ha a protonok nem, csak az elektronok vesznek részt a reakcióban, akkor az E_m (középponti potenciál) nem függ a pH-tól. Nagyon sok biológiai jelentőségű redoxreakcióhoz azonban proton felvétel / leadás is társul, ami a középponti potenciált pH függővé teszi.

Különböző pH-knál felvett redox titrálási görbék és a középponti potenciál pH-függése:

Nernst-egyenletek:

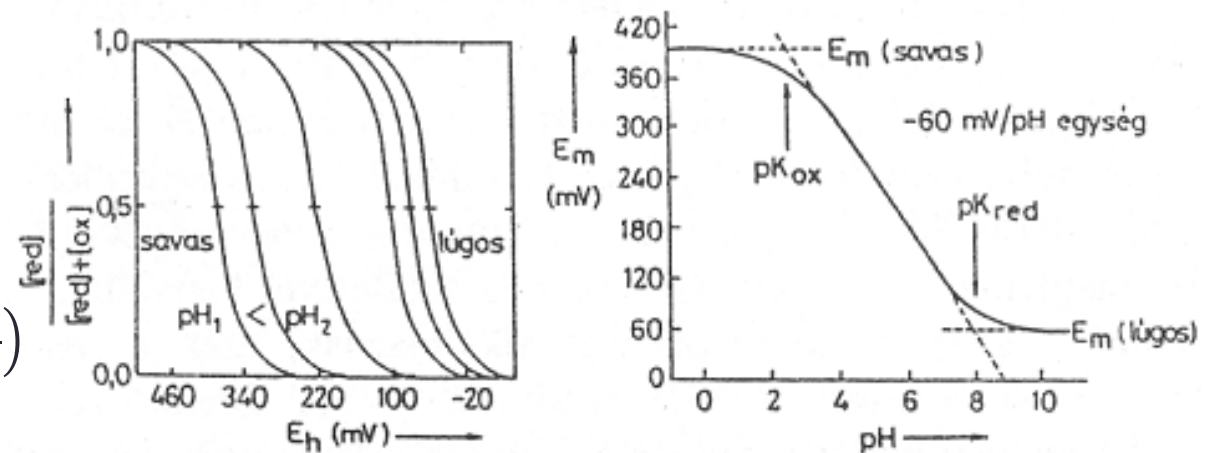
lúgos pH: $E_{h,l} = E_{m,l} + \frac{2.3 RT}{n F} \lg \left(\frac{[A_{ox}]}{[A_{red}]} \right)$

egyensúlyban: $0 = E_{h,l} = E_{m,l} + \frac{2.3 RT}{n F} \lg \left(\frac{[A_{ox}]}{[A_{red}]} \right)_e$

köztes pH: $E_{h,pH} = E_{m,pH} + \frac{2.3 RT}{n F} \lg \left(\frac{[A_{ox} + AH_{ox}]}{[A_{red} + AH_{red}]} \right)$

savas pH: $E_{h,s} = E_{m,s} + \frac{2.3 RT}{n F} (pK_r - pK_o) + \frac{2.3 RT}{n F} \lg \left(\frac{[A_{ox}]}{[A_{red}]} \right)$

köztes pH: $E_{h,s} = E_{m,s} + \frac{2.3 RT}{n F} (pK_r - pK_o)$

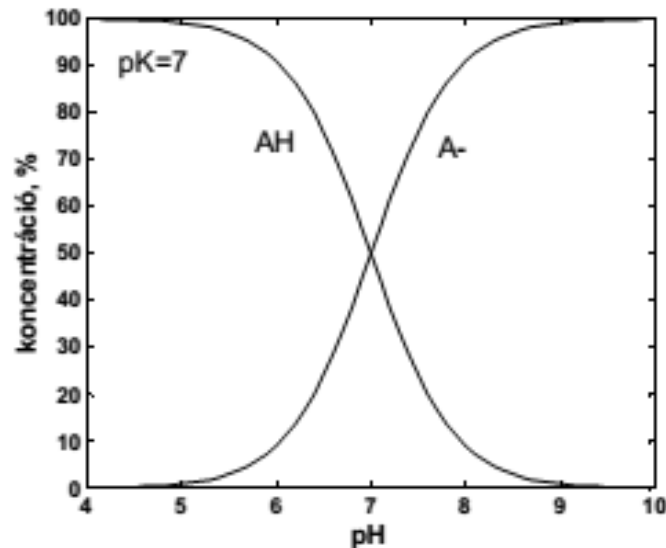


A redoxpotenciál

Henderson-Hasselbalch egyenlet

Legyen $\text{AH} \xrightleftharpoons[k_f]{k_b} \text{A}^- + \text{H}^+$, ahol AH: sav, A^- : bázis

$$\frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{k_f}{k_b} = K_d, \text{ ahol } K_d \text{ disszociációs állandó}$$



$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = K_d 10^{\text{pH}}$$

Def: pK az a pH, ahol a disszociáció 50 %-os: $1 = K_d 10^{\text{pK}} \rightarrow$

$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = 10^{(\text{pH}-\text{pK})}$$

Ion elektrokémiai potenciál

A Gibbs szabadenergia-változás 3. megjelenési formája a bioenergetikában. Az ion elektrokémiai potenciál az ionok töltéséből, a membránon át kialakított koncentrációkülönbségből és a membránpotenciálból származik.

Tételezzük fel, hogy nincs membrán feszültség, és 1 mol mennyiségű X oldott anyagot viszünk át az [X]' koncentrációjú oldatról az [X]'' koncentrációjú oldalra, ekkor:

$$\Delta G = 2.3 RT \lg \frac{[X]'}{[X]''}$$

viszont az ionok mozgását nem csak a koncentráció-grádiens, hanem a membránon keresztüli feszültség (U v. $\Delta\Psi$) is irányítja:

$$\Delta G = -nFU$$

A teljes szabadenergia-változás:

$$\Delta G = -nFU + 2.3 RT \lg \frac{[X]'}{[X]''}$$

Szabadenergia-változás helyett inkább **ion elektrokémiai potenciál-változása** kifejezést használják, melyet voltban adnak meg (konverzió: F – Faraday-állandó):

$$\Delta\mu_{n+} = nU - \frac{2.3 RT}{F} \lg \frac{[X^{n+}]'}{[X^{n+}]''}$$

Ion elektrokémiai potenciál

Proton elektrokémiai potenciál:

Ha csak protonok vesznek részt a membránon keresztüli transzportban, akkor a logaritmikus tag definíció szerint a két oldal közötti pH különbséget adja:

$$\Delta\mu_{H^+} = U - \frac{2.3 RT}{F} \Delta pH$$

Ezt az összefüggést proton elektrokémiai potenciálnak nevezzük, amely kifejezi, hogy a hidrogénionokat két független erő:

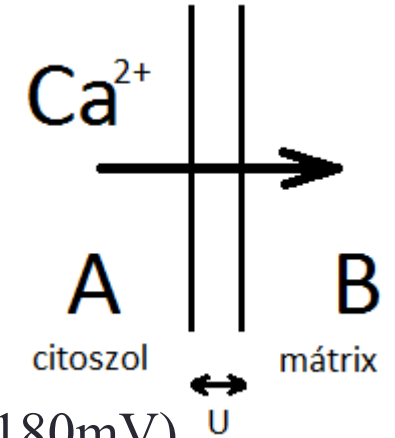
- pH különbség
- membránpotenciál

mozgathatja. $\Delta\mu_{H^+}$ -t szokták még protonmotoros (protonmozgató) erőnek is nevezni

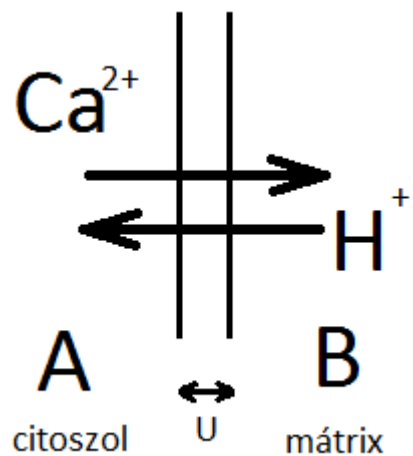
Ion elektrokémiai potenciál

Nézzünk egy példát: *mitokondrium belső membránjának kalciumfelvétele*

$$\Delta\mu_{Ca^{2+}} = 2U - \frac{2.3 RT}{F} \lg \frac{[Ca^{2+}]_B}{[Ca^{2+}]_A}$$



Ez azonban az egyensúlyban ($\Delta\mu_{Ca^{2+}} = 0$) megfigyelt membránpotenciál ($U = 180\text{mV}$) értékéből adódó egyensúlyi koncentráció-arány valószínűtlenül nagy: 10^6 !



Megoldás: a mitokondriumokban a Ca^{2+} ionéval ellentétes irányú, de ahhoz kapcsolt kationtranszport, ún. antiport figyelhető meg. (A szív, az agy vagy a barna zsírszövetek mitokondriumaiban Na^+ ion, a májében H^+ ion cserélődik ki a Ca^{2+} ionnal)

$$\Delta\mu = -60\text{mV} \cdot \lg \frac{[Ca^{2+}]_B \cdot [H^+]_A}{[Ca^{2+}]_A \cdot [H^+]_B}$$

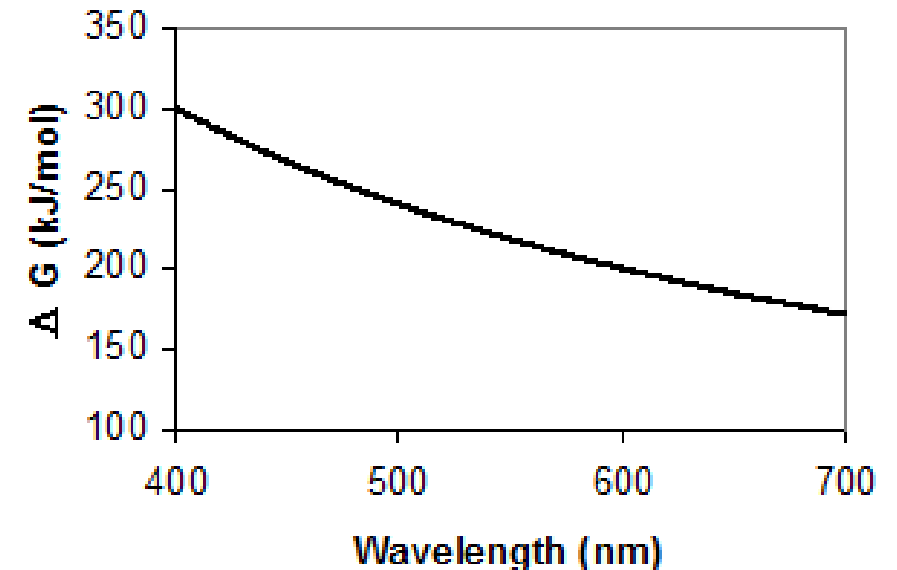
A fény (foton-) energia

A fotoszintetikus rendszerekben a Gibbs-szabadenergia elsődleges forrása az elektromágneses sugárzás kvantuma, amelyet a fotoszintetikus festékek abszorbeálnak:

$$\Delta G = N_A h\nu = \frac{N_A hc}{\lambda}$$

$$\begin{aligned} \Delta G_{660nm} &= \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 6,6 \cdot 10^{-37} \text{ kJs} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{6,6 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \\ &= \frac{118,8 \cdot 10^{-6}}{6,6 \cdot 10^{-7}} = 180 \text{ kJmol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\Delta G_{800nm} = 148,5 \text{ kJmol}^{-1}$$



KÖSZÖNÖM A FIGYELMET!

