

Esercizi svolti di BIOENERGETICA

Tot. 4 esercizi

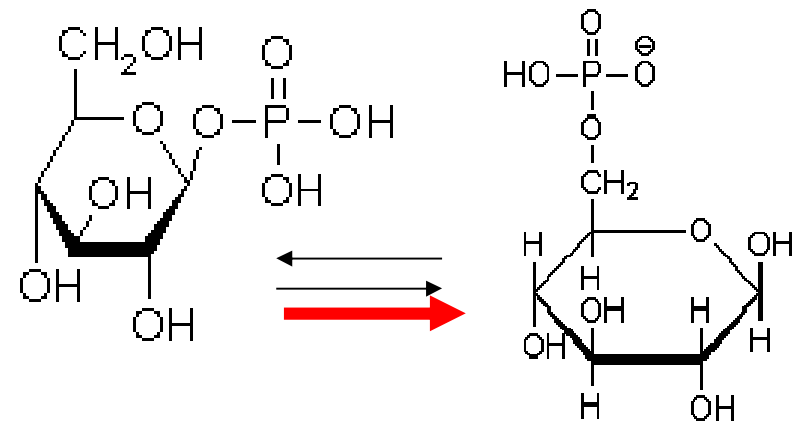
Es1: calcolo del $\Delta G'^{\circ}$ conoscendo K_{eq}

$$\Delta G'^{\circ} = -RT \ln K'_{eq}$$

Osservazione sperimentale:

$$\text{Il valore di } K_{eq} = \frac{[\text{glu 6-P}]}{[\text{glu 1-P}]} = 19$$

Glucosio 1-fosfato \rightleftharpoons glucosio 6-fosfato



$$R = 8,315 \text{ J/mol K}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$\Delta G'^{\circ} = -RT \ln(19) = - (8,315 \times 298) \text{ J/mol} \ln(19)$$

$$= -7.296 \text{ J/mole} = -7.3 \text{ KJ/mole} = -1.7 \text{ Kcal/mole}$$

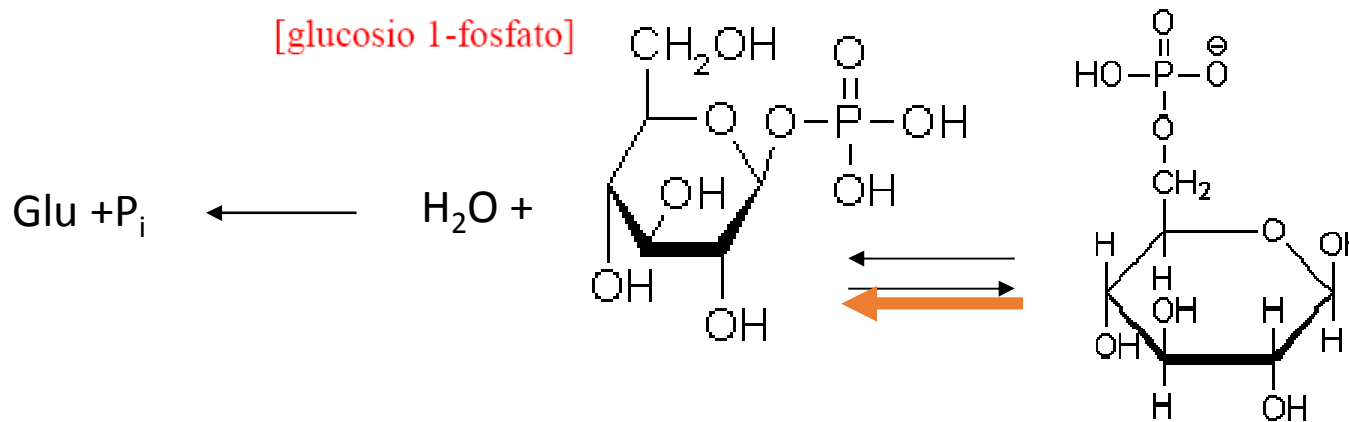
Quindi la reazione procederà verso destra fino a che

$$[\text{glu 6-P}]/[\text{glu 1-P}] = 19$$

Es2: se invece non siamo all'equilibrio?

$$K_{eq} = \frac{\text{glu 6-P}}{\text{glu 1-P}} = 19$$

$$\Delta G = \Delta G'^0 + RT \ln \frac{[\text{glucosio 6-fosfato}]}{[\text{glucosio 1-fosfato}]}$$



Supponiamo che glu 1-P reagisca a sua volta, sia, cioè, substrato di un'altra reazione, ad esempio, di idrolisi del gruppo fosforico ($\Delta G < 0$).

Questo farà diminuire [glu 1-P] – ammettiamo che lo dimezzi

e quindi aumentare il valore del rapporto **[glu 6-P]/[glu 1-P]** – che raddoppia (19×2) = 38

$$\begin{aligned} \Delta G &= \Delta G'^0 + RT \ln(38) \\ &= \Delta G'^0 + (8,315 \times 298) \text{ J/mol} \ln(38) \\ &= \Delta G'^0 + 2477,9 (3,64) \text{ J/mol} \\ &= \Delta G'^0 + 9019,4 \text{ J/mol} \\ &= -7296 \text{ J/mol} + 9019 \text{ J/mol} = 1723 \text{ J/mol} \\ &= +1,7 \text{ kJ/mol} = +0,4 \text{ kcal/mole} \end{aligned}$$

La reazione verso destra è sfavorita. La reazione procederà verso sinistra

Es3. Considerate la seguente reazione:

Fruttosio 1,6-bisfosfato diidrossiacetone fosfato + gliceraldeide 3-fosfato

Il ΔG° per questa reazione è + 5.7 kcal/mole, mentre il ΔG nella cellula è pari a -0.3 kcal/mole. Calcolare il rapporto tra reagenti e prodotti all'equilibrio

$$R = 8,315 \text{ J/mol K}^{-1}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$T = 298^\circ \text{ K}$$

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K'_{eq}$$

a) calcolo il $\hat{e} G^\circ$ in Joule/mole

$$+5700 \text{ cal/mole} \times 4.184 \text{ Joule/cal} = 23848 \text{ J/mole} = \hat{e} G^\circ$$

$$23848 \text{ J/mol} = -RT \ln \text{Prodotti/Reagenti} = - (8,315 \text{ J/mol K}^{-1}) / (298 \text{ K}) \ln \text{Prodotti/Reage}$$

$$23848 \text{ J/mol} = -(2477.9 \text{ J/mol}) \ln \text{Prodotti/Reagenti}$$

$$23848 \text{ J/mol} / (-2477.9 \text{ J/mol}) = \ln \text{Prodotti/Reagenti}$$

$$\ln \text{Prodotti/Reagenti} = -9,62$$

$$\text{Prodotti/Reagenti} = 6.6 \times 10^{-5} = K_{eq}$$

$$\text{Reagenti/Prodotti} = 1 / 6.6 \times 10^{-5} = 15151$$

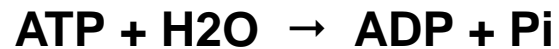
Es4. Le concentrazioni di ATP, ADP e Pi sono diverse da un tipo cellulare ad un altro. In conseguenza sarà anche diverso il rilascio di energia libera che si ha dall'idrolisi dell'ATP. Usando i dati della tabella allegata, e sapendo che il $\Delta G^\circ = -7,3$ kcal/mole, calcolare il ΔG di idrolisi dell'ATP nel fegato (in kcal/mole).

$$R = 8,315 \text{ J/mol K}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

	ATP (mM)	ADP(mM)	P _i (mM)
Fegato	3.5	1.8	5.0



$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln [\text{prodotti}]/[\text{reagenti}]$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln [\text{ADP}][\text{P}_i]/[\text{ATP}]$$

$$[\text{ADP}] = 0.0018 \text{ M}$$

$$[\text{P}_i] = 0.005 \text{ M}$$

$$[\text{ATP}] = 0.0035 \text{ M}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln [0.0018][0.005]/[0.0035]$$

$$\longrightarrow = 0.0026$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln 0.0026$$

$$\ln 0.0026 = -5.96$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT (-5.96)$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + (8,315 \text{ J/mol K}^{-1}) (298 \text{ K}) (-5.96)$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + (2477.9 \text{ J/mol}) (-5.96)$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + (-14768.3 \text{ J/mol})$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + (-14768.3 \text{ J/mol})$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = -7,3 \text{ kcal/mole}$$

$$\Delta G^\circ = -7300 \text{ cal/mole}$$

$$\Delta G^\circ = -7300 \text{ cal/mole} (4.184 \text{ J/cal})$$

$$\Delta G^\circ = -30543.2 \text{ J/mole}$$

$$\Delta G = -30543.2 \text{ J/mol} + (-14768.3 \text{ J/mol})$$

$$\Delta G = -45311.5 \text{ J/mole}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$\Delta G = -45311.5 \text{ J/mole} / 4.184 \text{ J/cal}$$

$$\Delta G = -10830 \text{ cal/mole}$$

$$\Delta G = -10.83 \text{ kcal/mole}$$