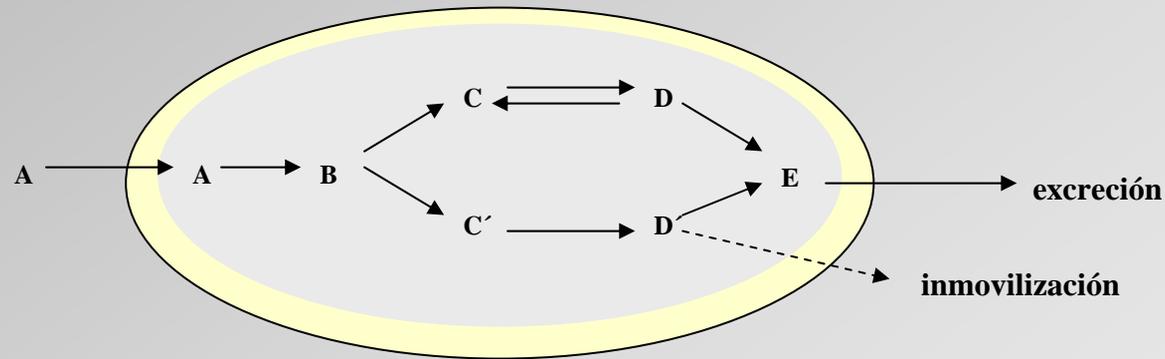


BIOENERGÉTICA

Las células requieren energía para realizar todos los procesos de la vida. No pueden producir energía nueva, o reciclar la energía utilizada. Requieren entonces un aporte continuo de energía. La energía fluye en una dirección a través de cada célula y organismo, y a través de la ecoesfera. Los organismos productores atrapan energía luminosa desde el sol durante la fotosíntesis y parte de esa energía se incorpora en los enlaces de los carbohidratos y otros compuestos orgánicos. Luego, parte de esa energía química puede transferirse a los organismos consumidores, que se alimentan de los productores, y a los descomponedores, que se alimentan de todos ellos, tarde o temprano.

Las células vivas y los organismos son sistemas abiertos, que intercambian materia y energía con el medio; los sistemas vivos no están nunca en equilibrio con su medio, y la transacción constante entre el sistema y el medio explica cómo los organismos pueden crear orden dentro de ellos a la vez que operan dentro de la segunda ley de la termodinámica.

Los sistemas abiertos pueden permanecer en un estado de no equilibrio mientras puedan adquirir energía libre desde el medio, en la forma de reactantes, calor o trabajo.

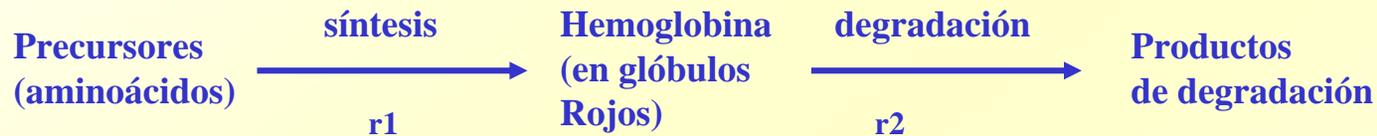


La energía es un tema central en bioquímica: las células y los organismos dependen de un aporte constante de energía que les permite oponerse a la tendencia inevitable que tiene un sistema en la naturaleza a decaer a un estado de menor energía.

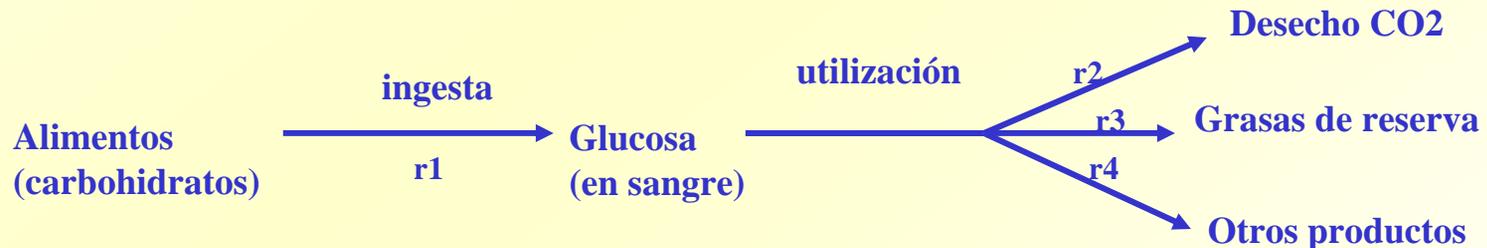
Estado estable o equilibrio dinámico

La mayoría de las reacciones bioquímicas son reversibles.

La velocidad de cambio en una dirección es igual a la velocidad de cambio en la dirección opuesta, y el cambio neto es cero.



Cuando $r_1 = r_2$, la concentración de hemoglobina es constante



Cuando $r_1 = r_2 + r_3 + r_4$, la concentración de glucosa en la sangre es constante

Bioenergética

La bioenergética es el estudio cuantitativo de las transformaciones (transducciones) de energía que ocurren en las células vivas, y de la naturaleza y función de los procesos químicos que sustentan dichas transformaciones.

1° Ley, principio de conservación de la energía:

Para cualquier cambio físico o químico, la energía total en el universo permanece constante; la energía puede cambiar de forma o puede transportarse de una región a otra, pero no se puede crear ni destruir.

2° Ley:

En todos los procesos naturales, la entropía del universo aumenta

Condiciones características de los sistemas biológicos: presión y temperatura constantes:

En una reacción química hay tres cantidades termodinámicas que describen los cambios de energía:

La energía libre de Gibbs G, representa la energía que puede realizar trabajo. Si se libera G, los productos tienen menor G, el cambio es negativo, la reacción es exergónica.

Si la reacción es endergónica, el sistema gana G, es +

La entalpía, H, representa el contenido de calor del sistema.

Refleja el número y tipos de enlace químicos de reaccionantes y productos.

Si se libera calor, se trata de una reacción exotérmica, ΔH es \ominus

Si se requiere calor, reacción endotérmica, ΔH es \oplus

La entropía, S, es una expresión cuantitativa del desorden o probabilidad del sistema,

A temperatura y presión constante, todas ellas se relacionan

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

LAS REACCIONES REVERSIBLES ALCANZAN UN ESTADO DE EQUILIBRIO:

Al comienzo de una reacción sólo hay moléculas de reaccionantes



$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Está determinada por la tendencia de los componentes de la reacción de lograr la máxima entropía, o el mínimo de energía libre para el sistema.

En el equilibrio $\Delta G = 0$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

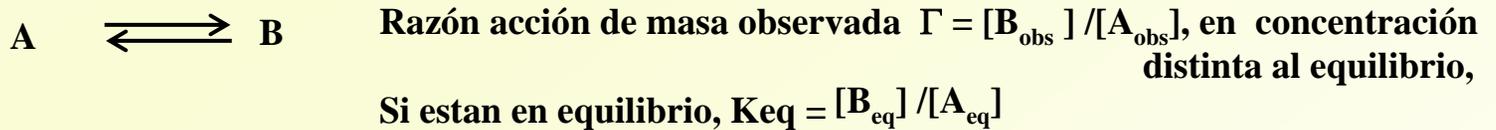
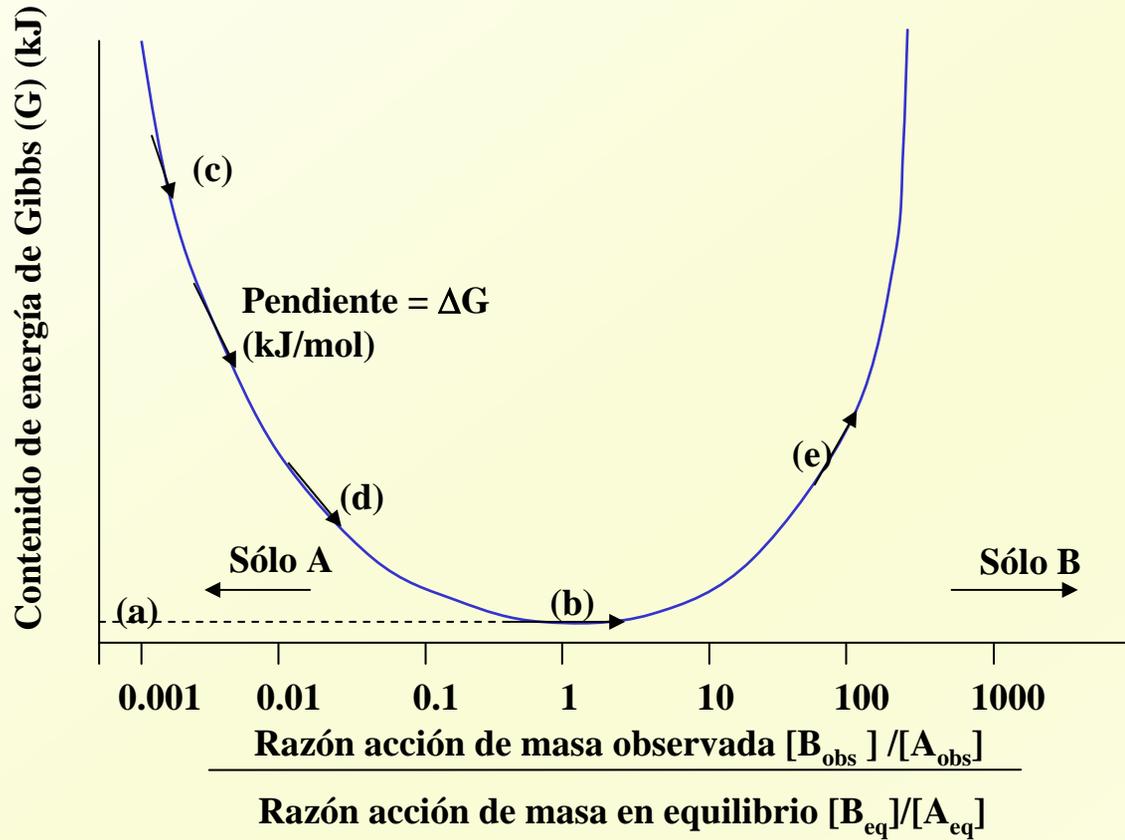
$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

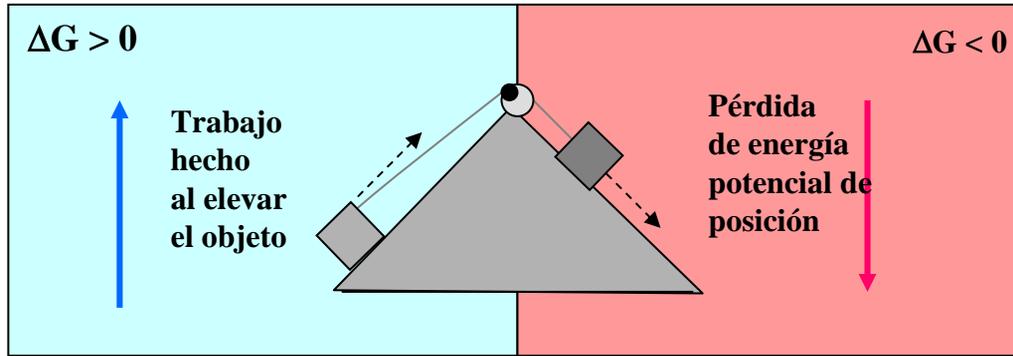
Relación entre K_{eq} , ΔG° , y la dirección de las reacciones químicas en condiciones estándar.

Si K_{eq} es	ΔG° es	a partir de componentes de reacción 1M
>1.0	negativo	ocurre en el sentido
1.0	cero	está en equilibrio
<1.0	positivo	procede en reverso

Energía de Gibbs y desplazamiento desde el equilibrio



a) Ejemplo mecánico

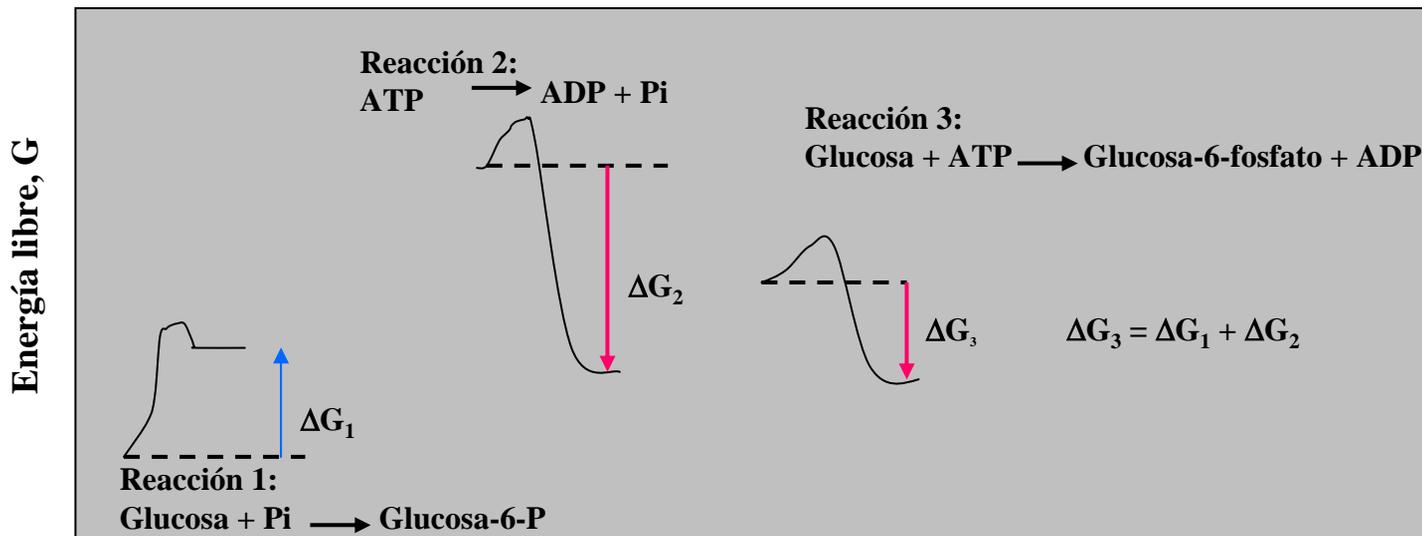


Endergónico

Exergónico



b) Ejemplo químico



Coordenada de la reacción

Las reacciones endergónicas y exergónicas se acoplan en los sistemas vivos.

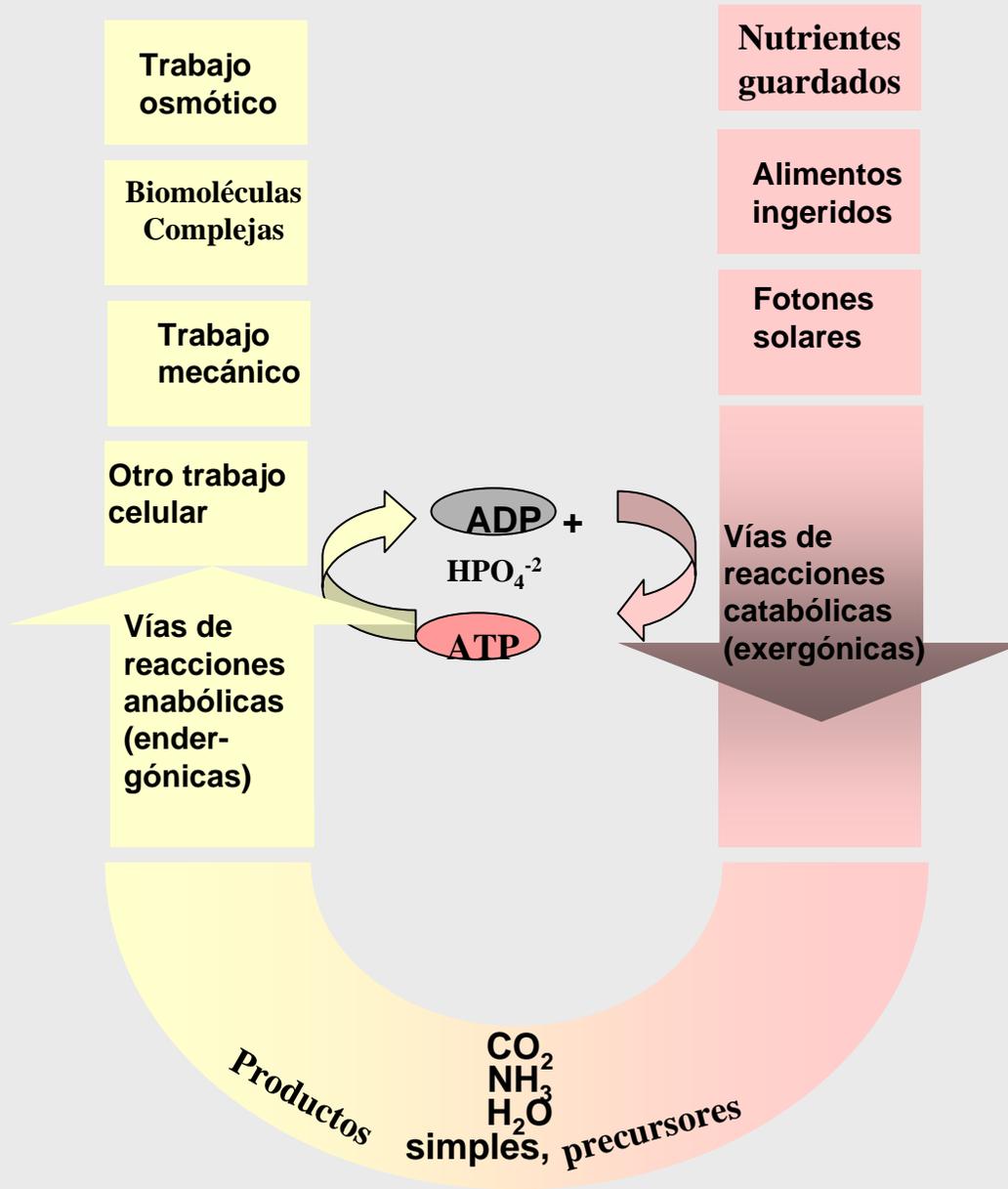
$$\Delta G^{\circ} = \Sigma \Delta G^{\circ} (\text{productos}) - \Sigma \Delta G^{\circ} (\text{reaccionantes})$$



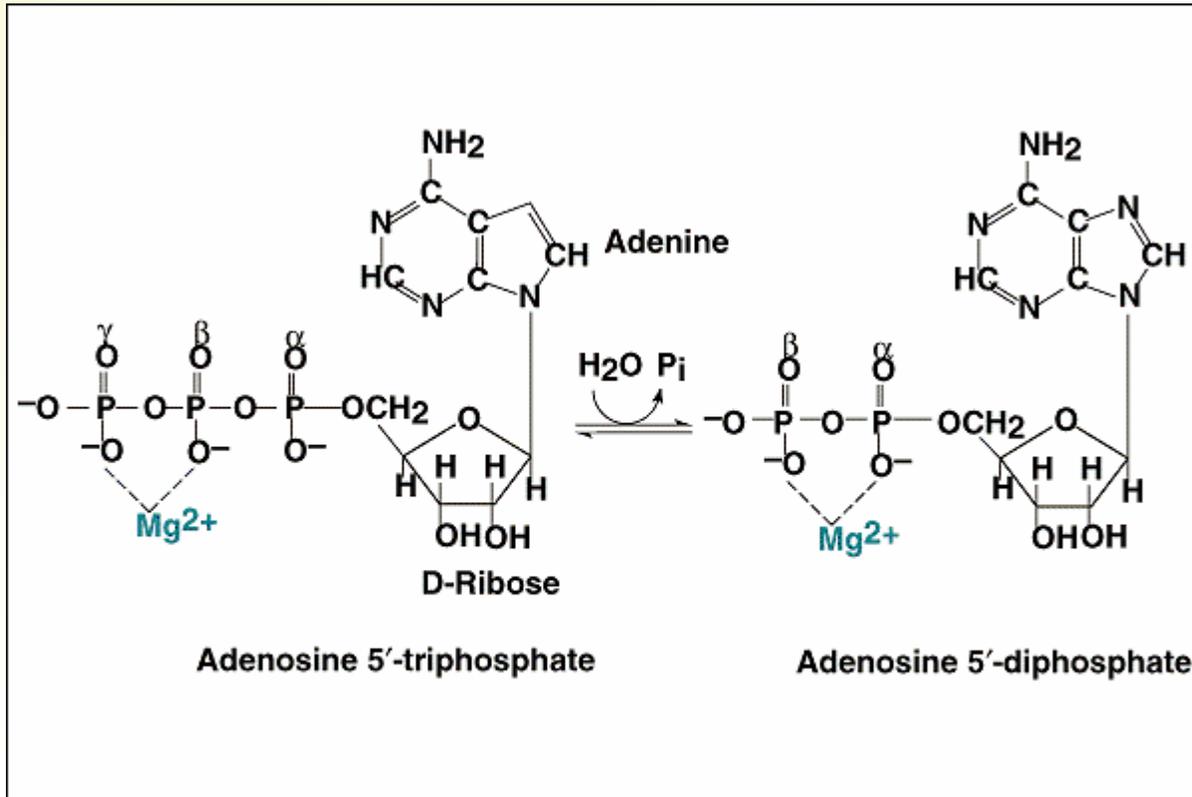
Se pueden expresar como reacciones secuenciales:



$$\Delta G^{\circ} = 13.8 \text{ kJ/mol} + (-30.5 \text{ kJ/mol}) = -16.7 \text{ kJ/mol}$$



En la molécula de ATP se reconocen tres partes



Copyright © 1997 Wiley-Liss, Inc.

Los enlaces entre los grupos fosfatos son inestables...

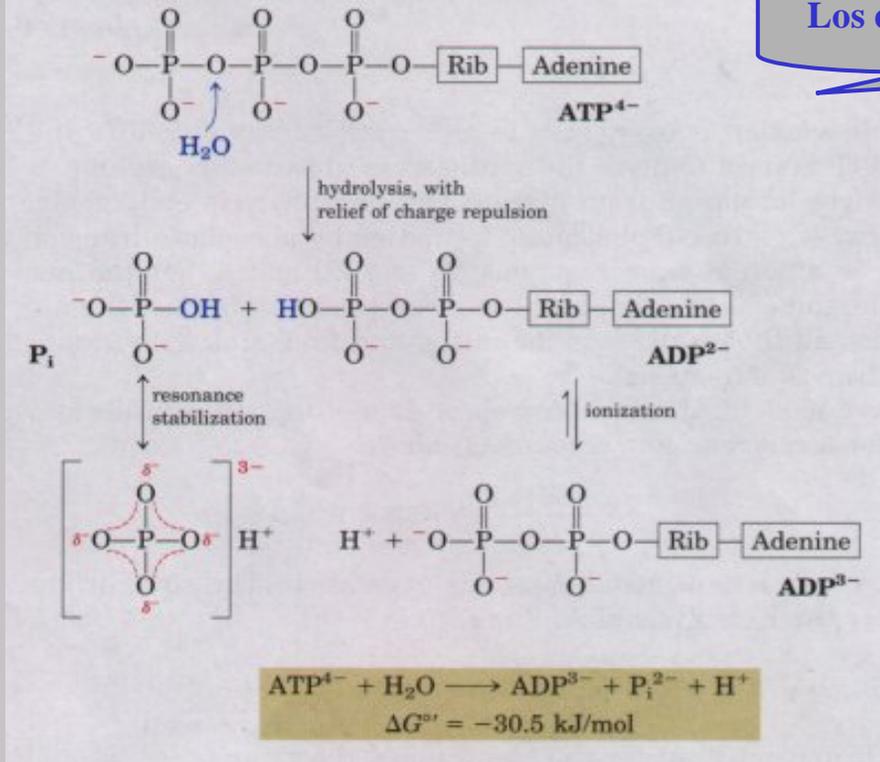


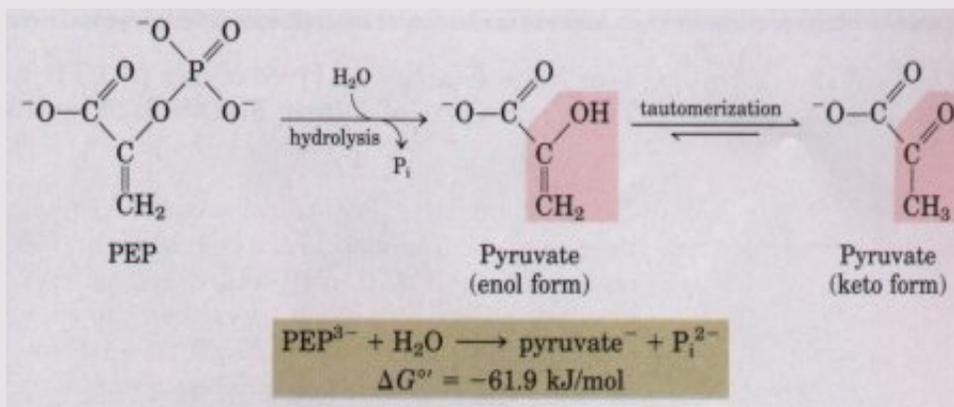
Table 13-5 Adenine nucleotide, inorganic phosphate, and phosphocreatine concentrations in some cells*

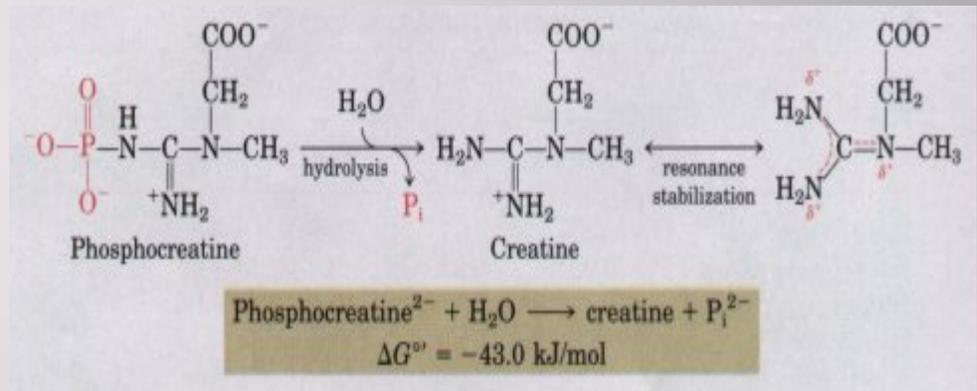
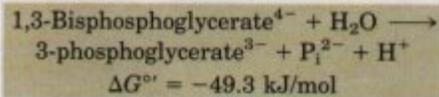
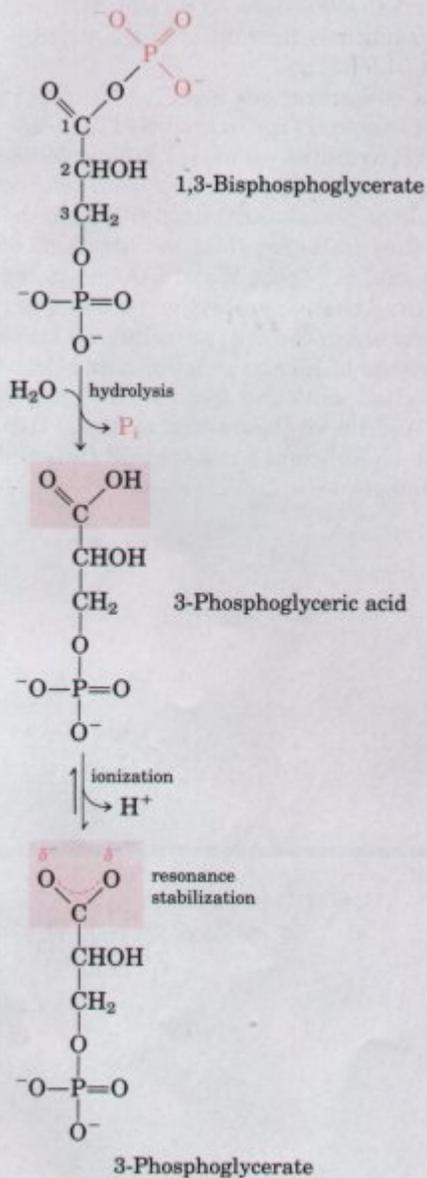
	Concentration (mM)				
	ATP	ADP	AMP	P _i	PCr
Rat hepatocyte	3.38	1.32	0.29	4.8	0
Rat myocyte	8.05	0.93	0.04	8.05	28
Human erythrocyte	2.25	0.25	0.02	1.65	0
Rat neuron	2.59	0.73	0.06	2.72	4.7
<i>E. coli</i> cell	7.90	1.04	0.82	7.9	0

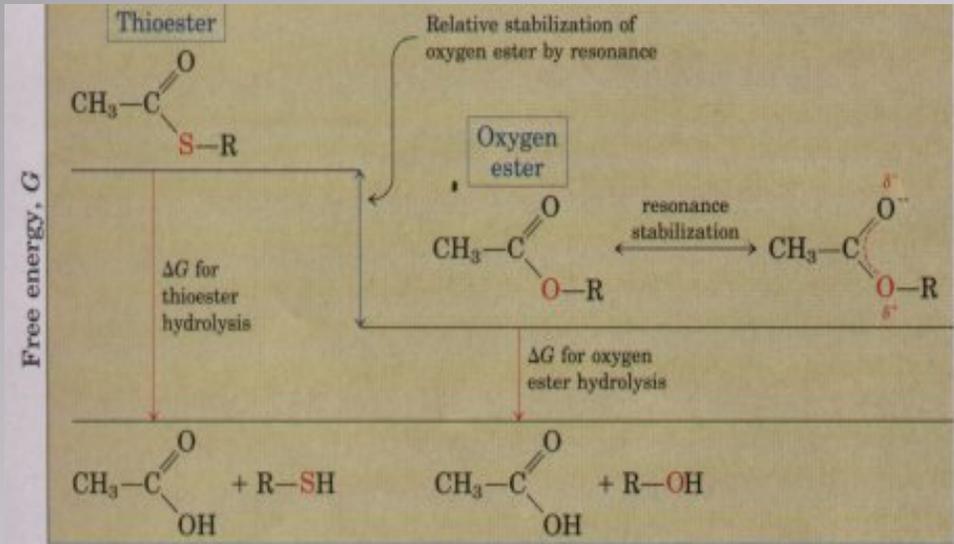
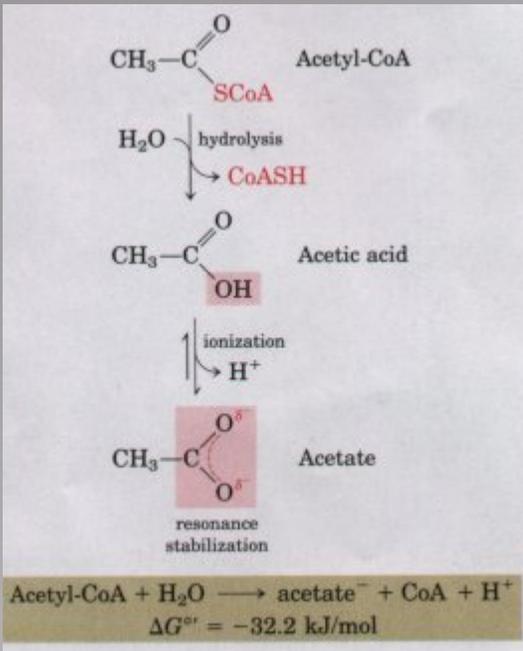
¿Hay otros compuestos que liberen energía libre por hidrólisis?

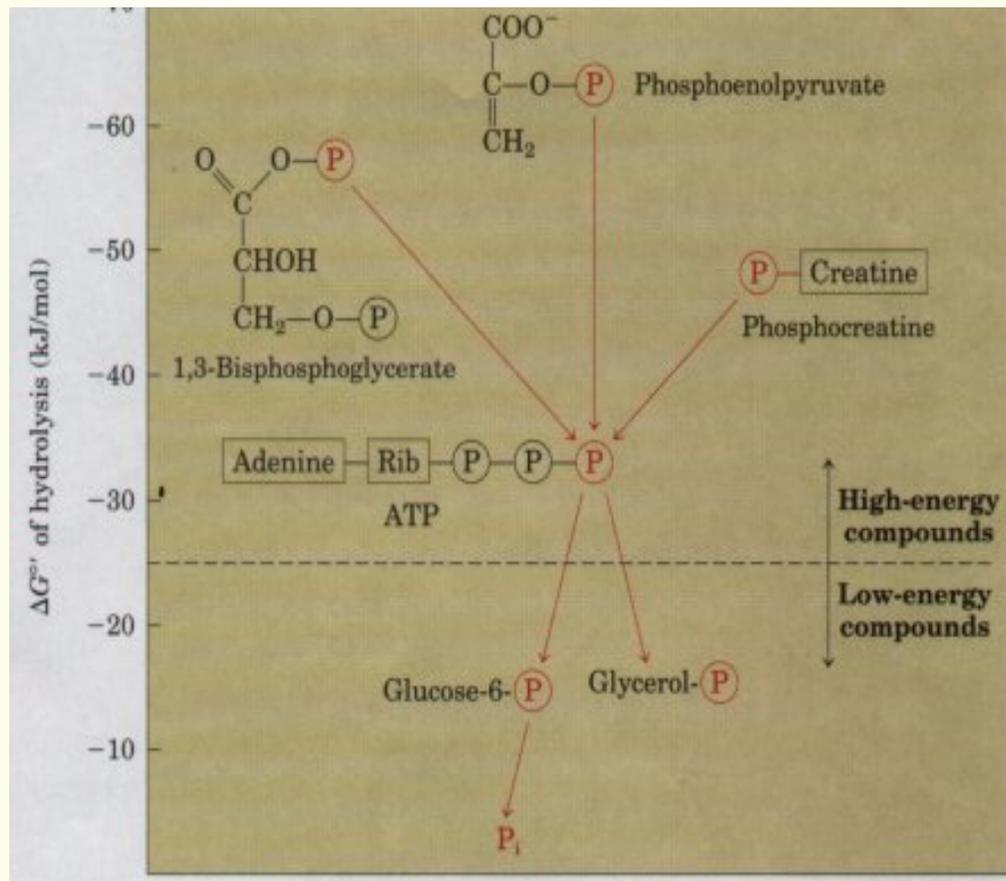
Table 13-6 Standard free energies of hydrolysis of some phosphorylated compounds and acetyl-coenzyme A

	$\Delta G^{\circ'}$	
	(kJ/mol)	(kcal/mol)
Phosphoenolpyruvate	-61.9	-14.8
1,3-bisphosphoglycerate (\longrightarrow 3-phosphoglycerate + P_i)	-49.3	-11.8
Phosphocreatine	-43.0	-10.3
ADP (\longrightarrow AMP + P_i)	-30.5	-7.3
ATP (\longrightarrow ADP + P_i)	-32.2	-7.7
ATP (\longrightarrow AMP + PP_i)	-14.2	-3.4
AMP (\longrightarrow adenosine + P_i)	-33.4	-8.0
PP_i (\longrightarrow 2 P_i)	-20.9	-5.0
Glucose-1-phosphate	-15.9	-3.8
Fructose-6-phosphate	-13.8	-3.3
Glucose-6-phosphate	-9.2	-2.2
Glycerol-1-phosphate	-31.4	-7.5

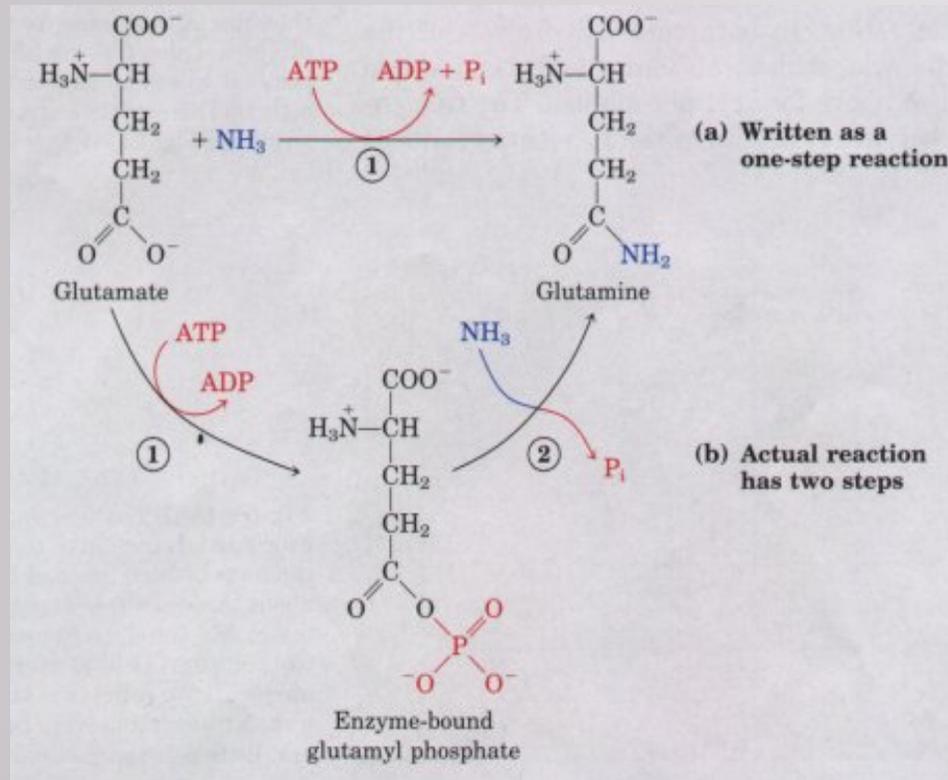


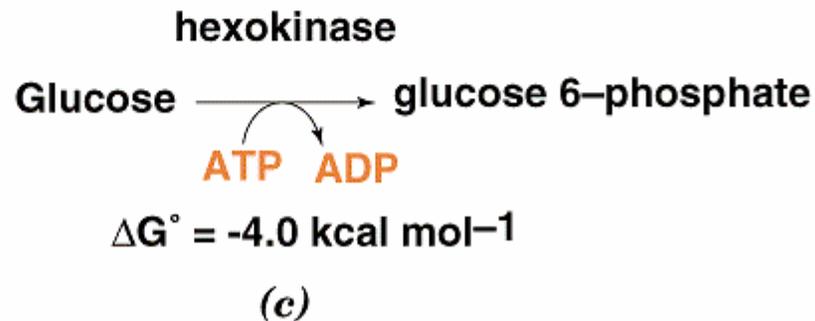
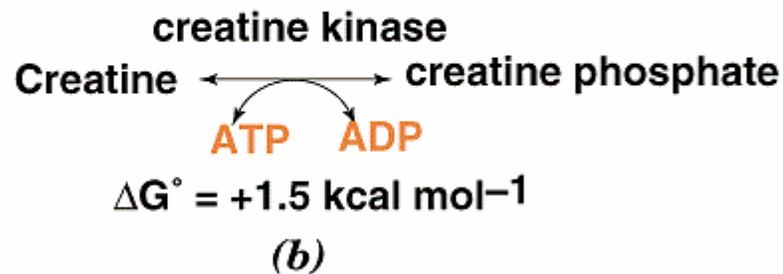
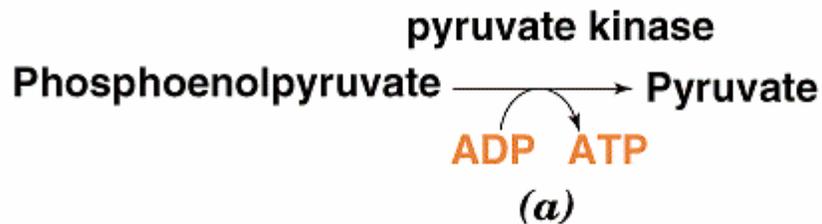
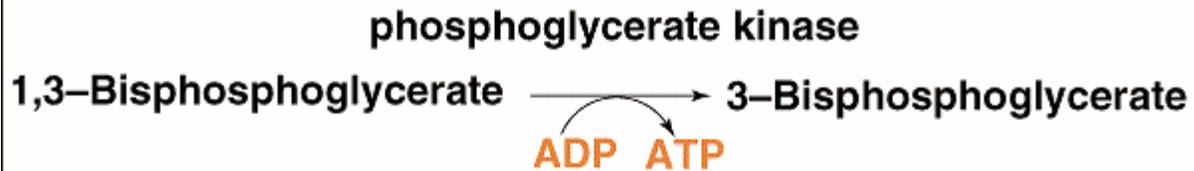






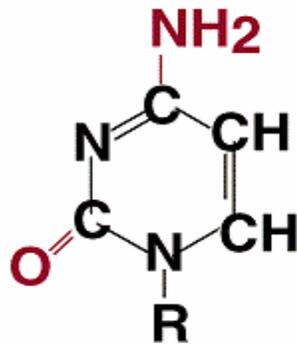
La transferencia de energía desde el ATP se hace por transferencia de grupo, no por hidrólisis simple.



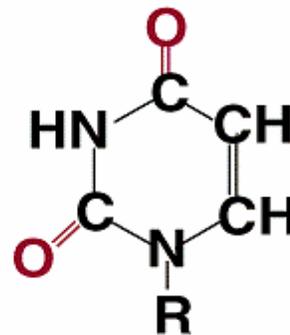




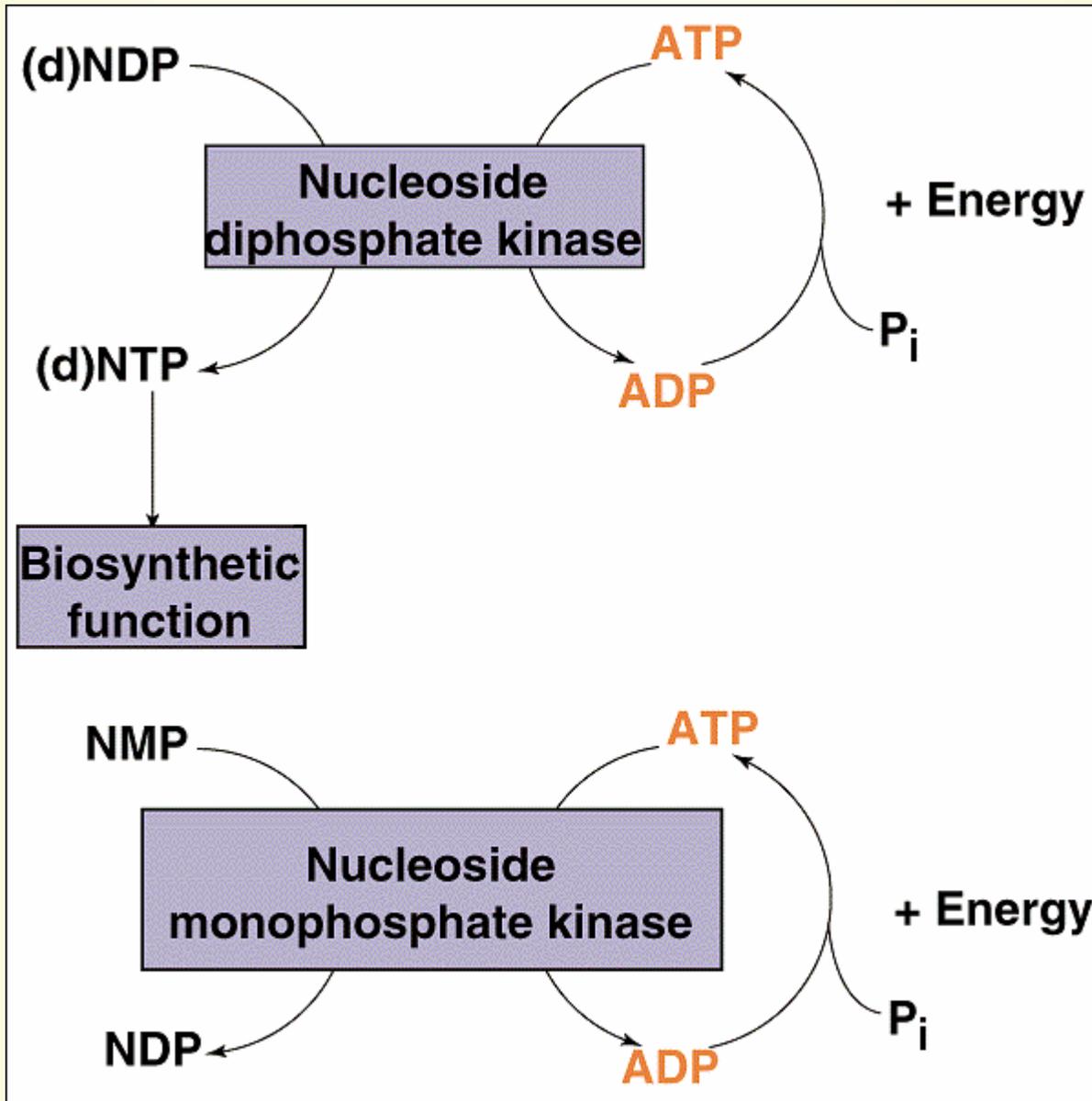
Guanine (GTP)
(Gluconeogenesis, Protein synthesis)

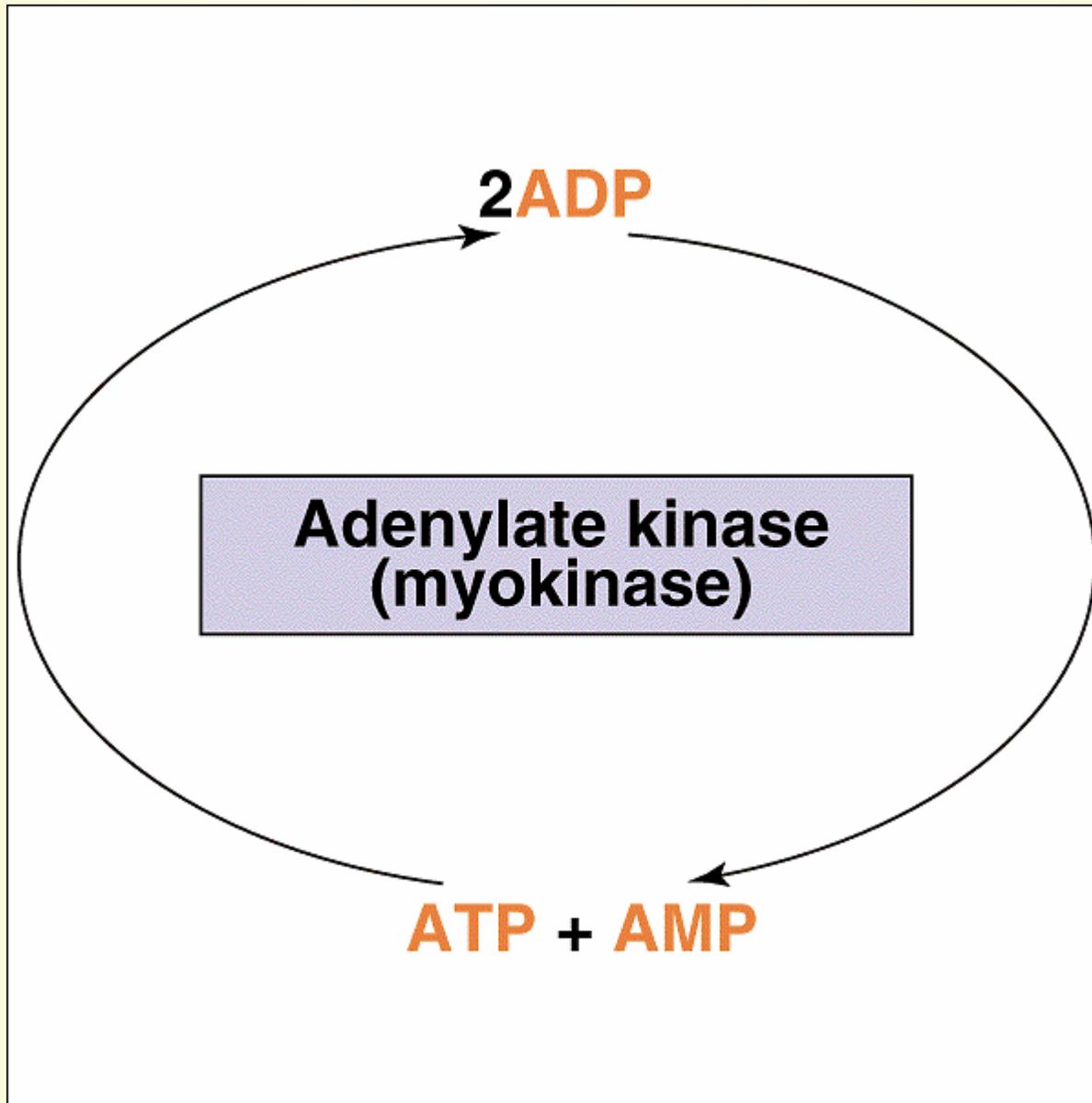


Cytosine (CTP)
(Lipid synthesis)



Uracil (UTP)
(Glycogen synthesis)





Algunas unidades y constantes físicas que se usan en termodinámica.

Constante de Boltzmann, $k = 1.381 \times 10^{-23} \text{ J/K}$

Número de Avogadro, $N = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday, $F = 96,480 \text{ J/V} \cdot \text{mol}$

**Constante de los gases, $R = 8.315 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$
(= 1.987 cal/mol·K)**

Unidades de ΔG y ΔH : J/mol (o cal/mol)

Unidades de ΔS : J/mol·K (o cal/mol·K)

1 cal = 4.184 J

A 25°C, $RT = 2.479 \text{ kJ/mol}$

(= 0.592 kcal/mol).