

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones

Reducción → Ganancia de electrones

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones → Desorganización → Liberación de energía
Reducción → Ganancia de electrones → Organización → Captura de energía

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones → Desorganización → Liberación de energía
Reducción → Ganancia de electrones → Organización → Captura de energía

¿Porque es tan importante si se ganan o se pierden electrones?

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones → Desorganización → Liberación de energía

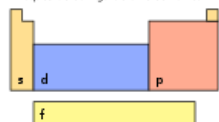
Reducción → Ganancia de electrones → Organización → Captura de energía

¿Porque es tan importante si se ganan o se pierden electrones?

¿Donde están esos electrones en las moléculas orgánicas?

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
grupo 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
periodo 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	He																
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Bloques de configuración electrónica



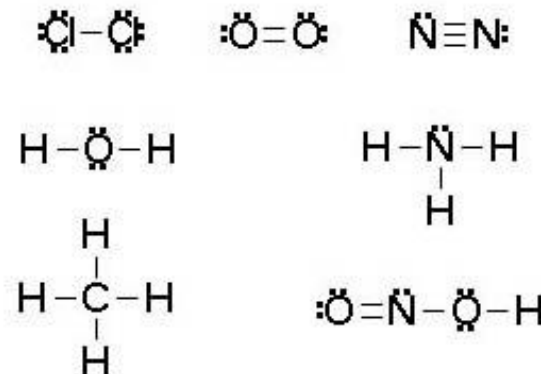
Notas

- 1 kJ/mol = 96.485 eV.
- Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
- Los estados de oxidación de los elementos 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
- Las configuraciones electrónicas de los elementos 105, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Lantano	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
Actinio	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio

Diagramas de Lewis (Regla del octeto)

ELECTRONEGATIVIDAD y REDOX



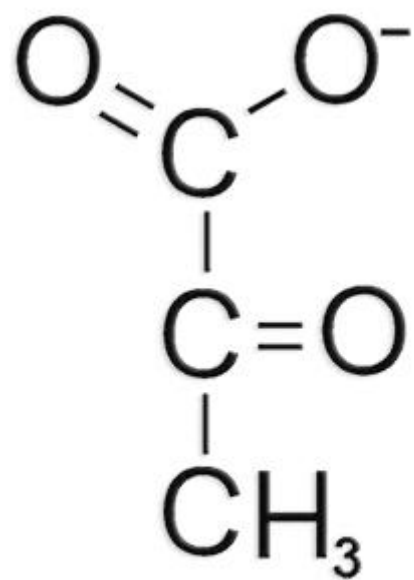
Electronegatividad

H 2,1																		He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0		Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8		Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5		Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1		Rn

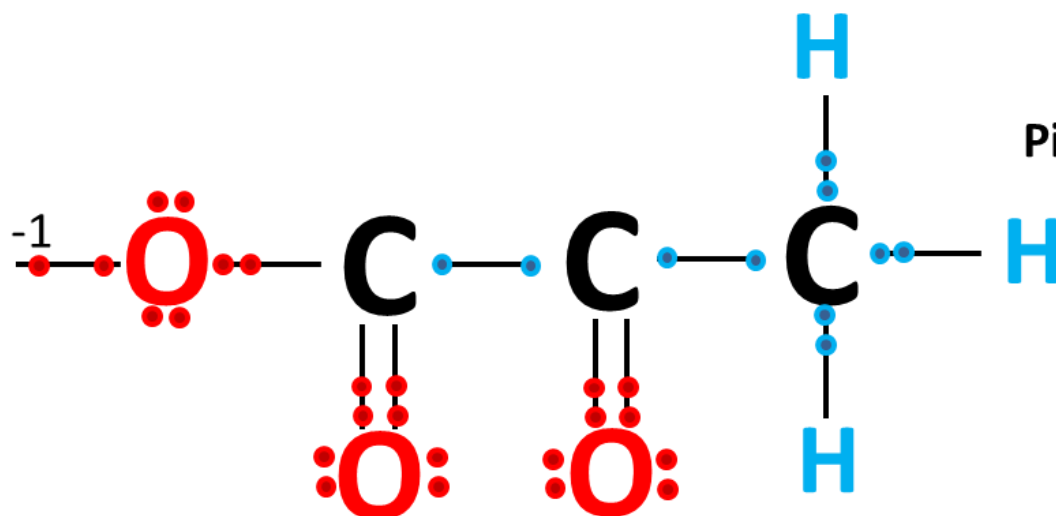
BAJO

MEDIO

ALTO



piruvato



Piruvato • 10

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones → Desorganización → Liberación de energía

Reducción → Ganancia de electrones → Organización → Captura de energía

¿Porque es tan importante si se ganan o se pierden electrones?

¿Donde están esos electrones en las moléculas orgánicas?

¿Por qué a veces se oxidan y a veces se reducen?

Torre de electrones

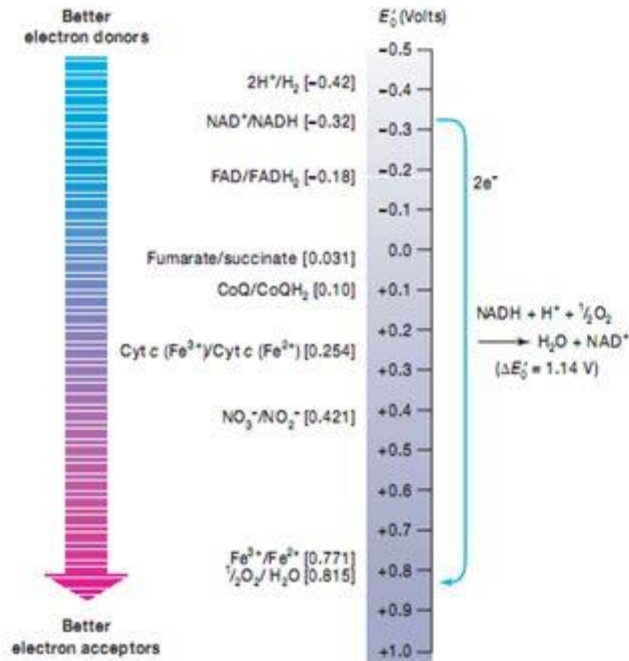
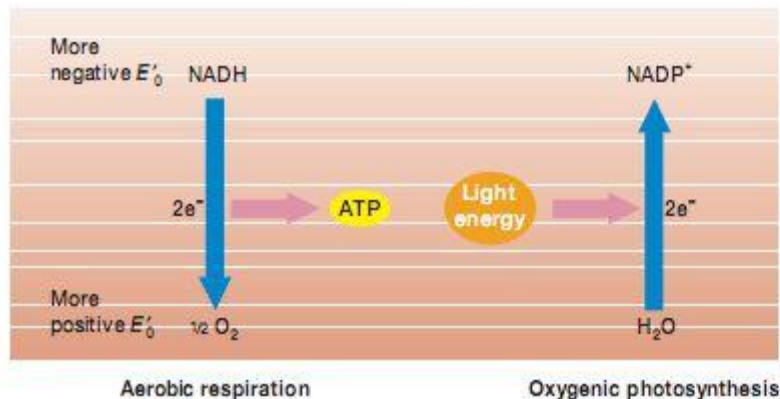


Table 8.1 Selected Biologically Important Redox Couples

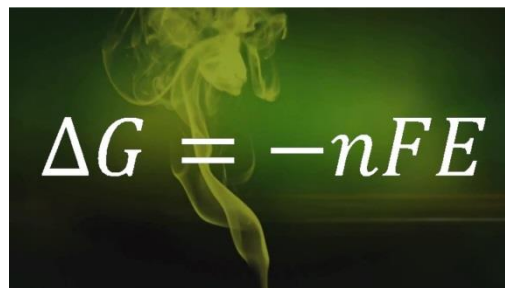
Redox Couple	E'_0 (Volts) ^a
$2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2$	-0.42
Ferredoxin(Fe^{3+}) + $e^- \longrightarrow$ ferredoxin (Fe^{2+})	-0.42
$\text{NAD(P)}^+ + \text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{NAD(P)H}$	-0.32
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{S}$	-0.274
Acetaldehyde + $2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow$ ethanol	-0.197
$\text{Pyruvate}^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{lactate}^{2-}$	-0.185
$\text{FAD} + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{FADH}_2$	-0.18 ^b
$\text{Oxaloacetate}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{malate}^{2-}$	-0.166
$\text{Fumarate}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{succinate}^{2-}$	0.031
Cytochrome <i>b</i> (Fe^{3+}) + $e^- \longrightarrow$ cytochrome <i>b</i> (Fe^{2+})	0.075
Ubiquinone + $2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow$ ubiquinol	0.10
Cytochrome <i>c</i> (Fe^{3+}) + $e^- \longrightarrow$ cytochrome <i>c</i> (Fe^{2+})	0.254
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0.421
$\text{NO}_2^- + 8\text{H}^+ + 6e^- \longrightarrow \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0.44
$\text{Fe}^{3+} + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.771
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	0.815

^a E'_0 is the standard reduction potential at pH 7.0.

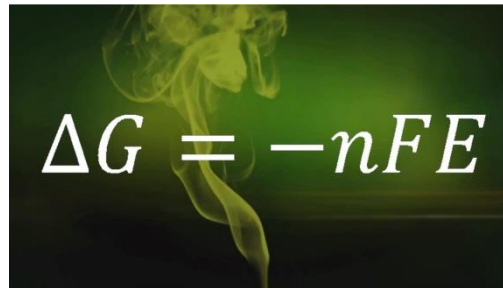
^bThe value for FAD/FADH_2 applies to the free cofactor because it can vary considerably when bound to an apoenzyme.



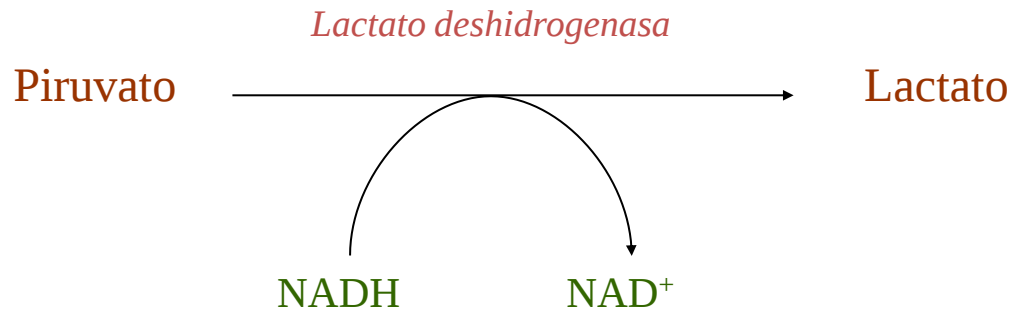
$$\Delta G = -nFE$$

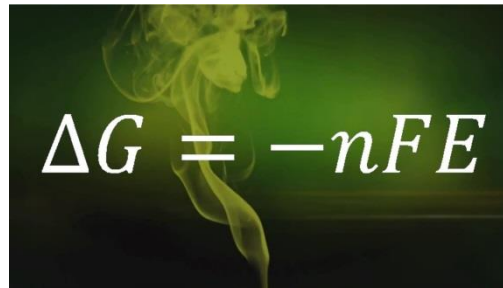

$$\Delta G = -nFE$$

$E = \text{Pot. reducción del cátodo} - \text{Pot. reducción del ánodo}$
(Lo que se reduce) (Lo que se oxida)

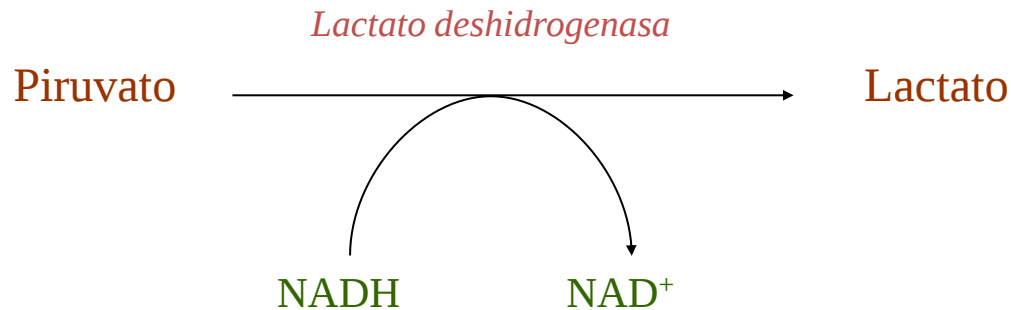

$$\Delta G = -nFE$$

$E = \text{Pot. reducción del cátodo} - \text{Pot. reducción del ánodo}$
(Lo que se reduce) (Lo que se oxida)

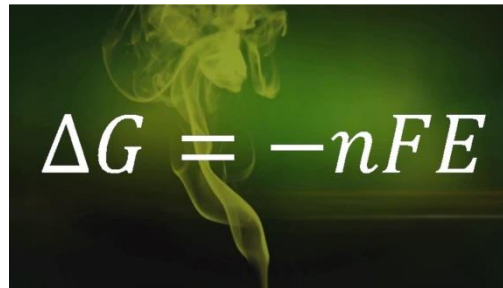



$$\Delta G = -nFE$$

$E = \text{Pot. reducción del cátodo} - \text{Pot. reducción del ánodo}$
(Lo que se reduce) (Lo que se oxida)

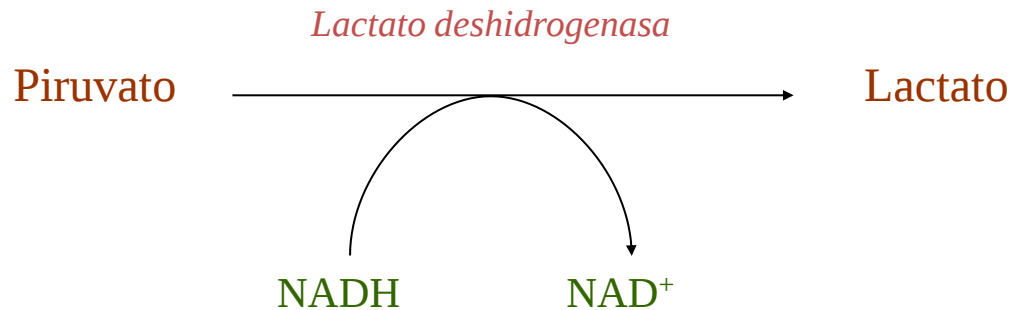


NADH $E = -0,185 - (-0,32) = 0,135$



$$\Delta G = -nFE$$

$E = \text{Pot. reducción del cátodo} - \text{Pot. reducción del ánodo}$
 (Lo que se reduce) (Lo que se oxida)



NADH $E = -0,185 - (-0,32) = 0,135$

FADH₂ $E = -0,185 - (-0,18) = -0,005$

Table 8.1 Selected Biologically Important Redox Couples

Redox Couple	E'_0 (Volts) ^a
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$	-0.42
Ferredoxin(Fe^{3+}) + $\text{e}^- \longrightarrow$ ferredoxin (Fe^{2+})	-0.42
$\text{NAD(P)}^+ + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{NAD(P)H}$	-0.32
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{S}$	-0.274
Acetaldehyde + $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow$ ethanol	-0.197
$\text{Pyruvate}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{lactate}^{2-}$	-0.185
$\text{FAD} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{FADH}_2$	-0.18 ^b
$\text{Oxaloacetate}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{malate}^{2-}$	-0.166
$\text{Fumarate}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{succinate}^{2-}$	0.031
Cytochrome <i>b</i> (Fe^{3+}) + $\text{e}^- \longrightarrow$ cytochrome <i>b</i> (Fe^{2+})	0.075
Ubiquinone + $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow$ ubiquinone H_2	0.10
Cytochrome <i>c</i> (Fe^{3+}) + $\text{e}^- \longrightarrow$ cytochrome <i>c</i> (Fe^{2+})	0.254
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0.421
$\text{NO}_2^- + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0.44
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.771
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	0.815

^a E'_0 is the standard reduction potential at pH 7.0.

^bThe value for FAD/FADH₂ applies to the free cofactor because it can vary considerably when bound to an apoenzyme.

- Para que la reacción sea espontánea, el compuesto que se oxida siempre tiene que estar por encima de l que se reduce
- Cuanta mas distancia mas exotérmica será la reacción

Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones → Desorganización → Liberación de energía

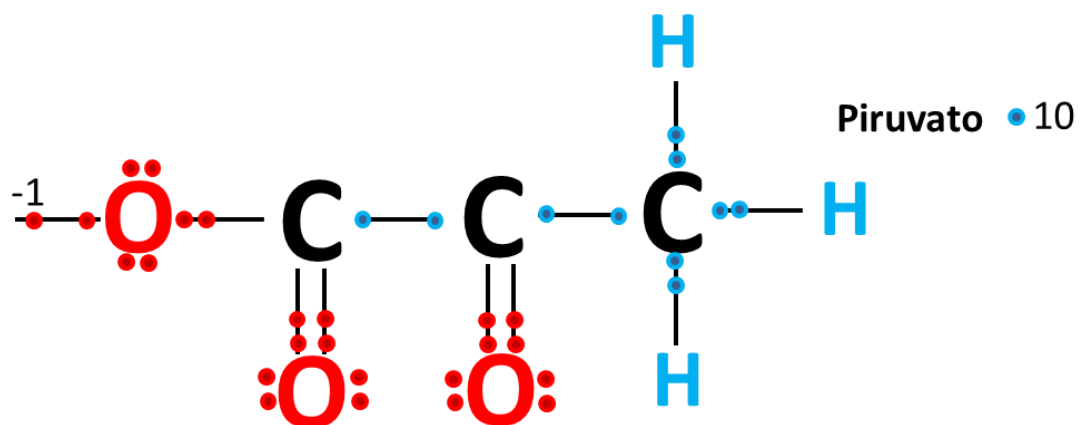
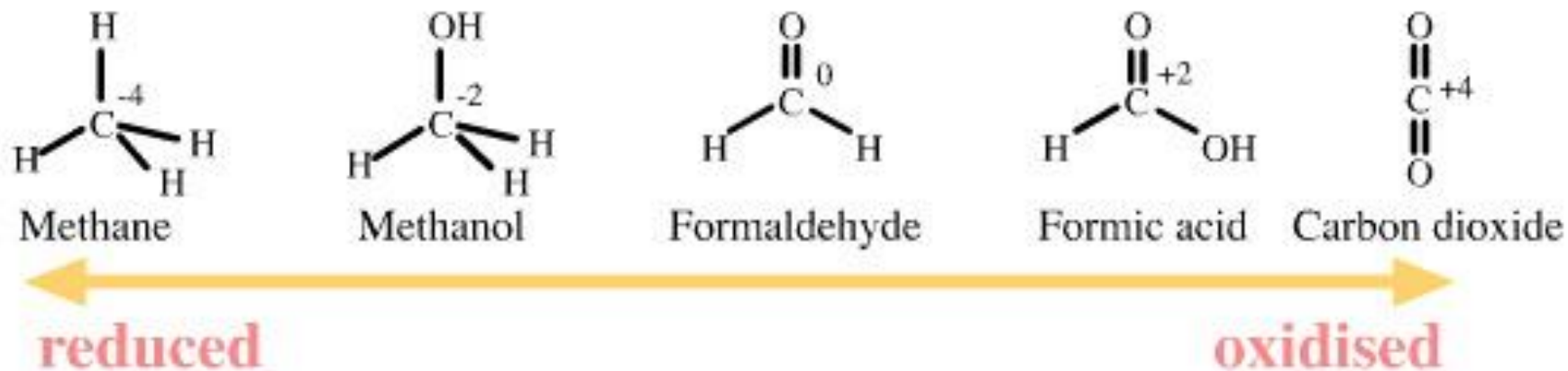
Reducción → Ganancia de electrones → Organización → Captura de energía

¿Porque es tan importante si se ganan o se pierden electrones?

¿Donde están esos electrones en las moléculas orgánicas?

¿Por qué a veces se oxidan y a veces se reducen?

¿Qué diferencia hay entre un carbono oxidado y uno reducido? ¿no son ambos carbono igualmente?



Oxidación de compuestos orgánicos

Oxidación → Pérdida de electrones → Desorganización → Liberación de energía

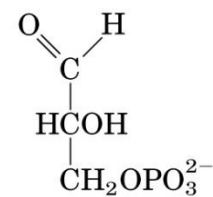
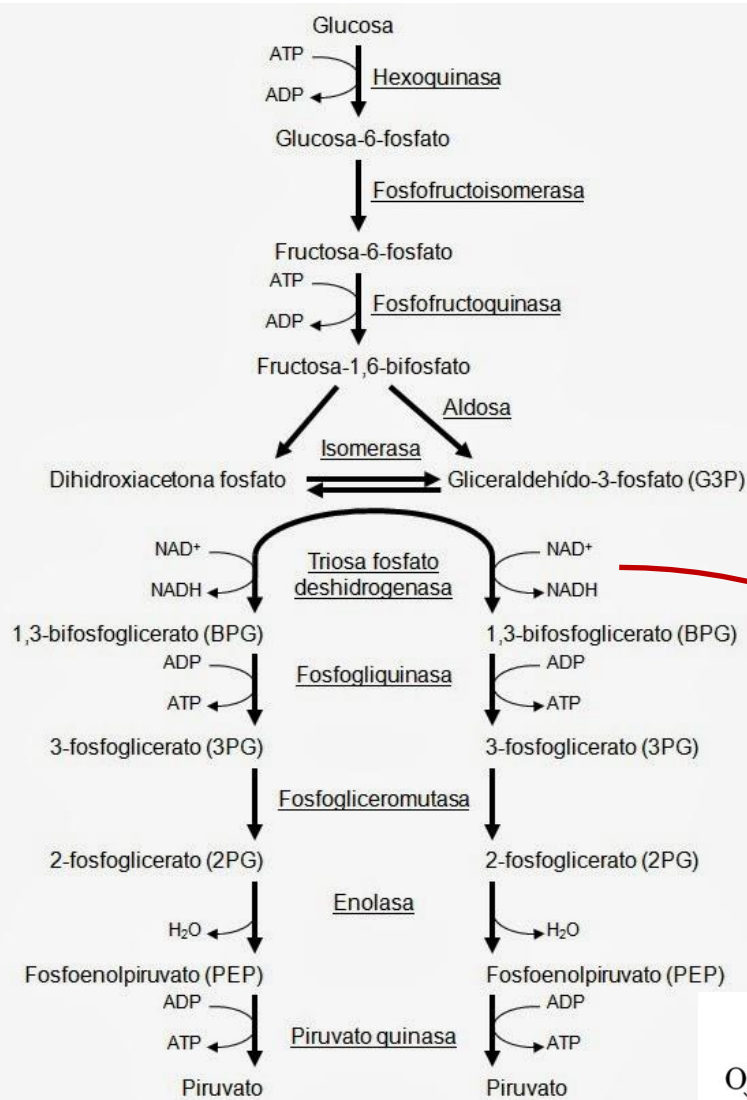
Reducción → Ganancia de electrones → Organización → Captura de energía

¿Porque es tan importante si se ganan o se pierden electrones?

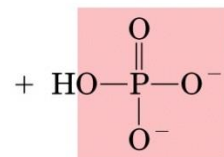
¿Donde están esos electrones en las moléculas orgánicas?

¿Qué diferencia hay entre un carbono oxidado y uno reducido? ¿no son ambos carbono igualmente?

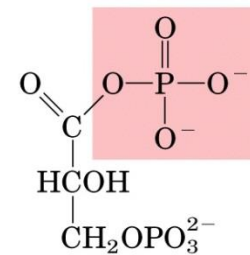
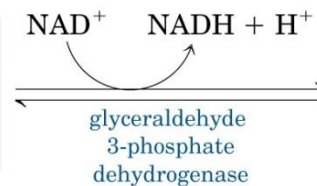
¿Donde están esos electrones en las moléculas orgánicas?



Glyceraldehyde
3-phosphate



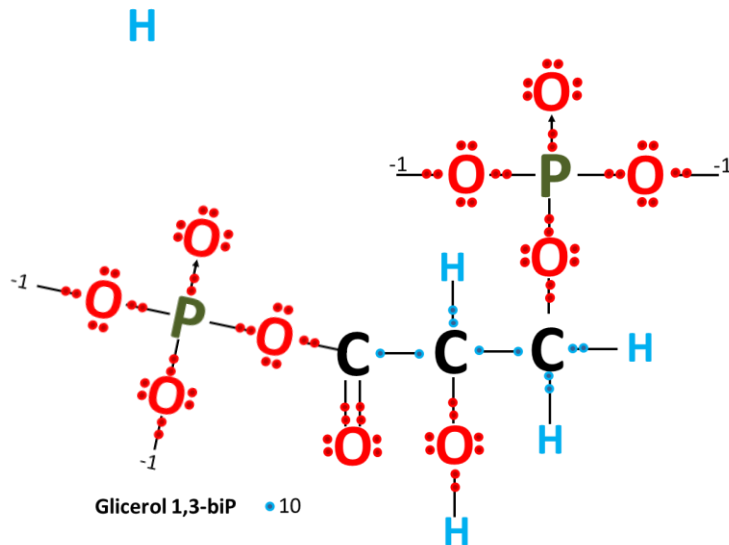
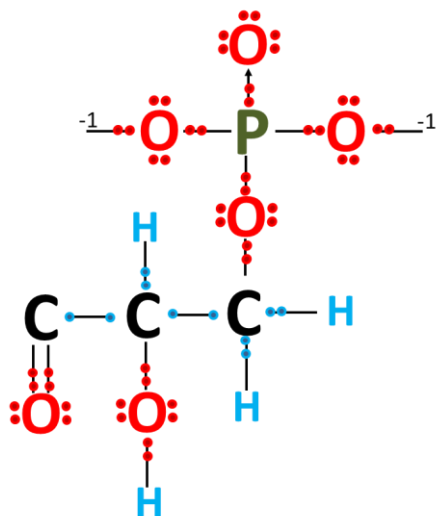
Inorganic
phosphate



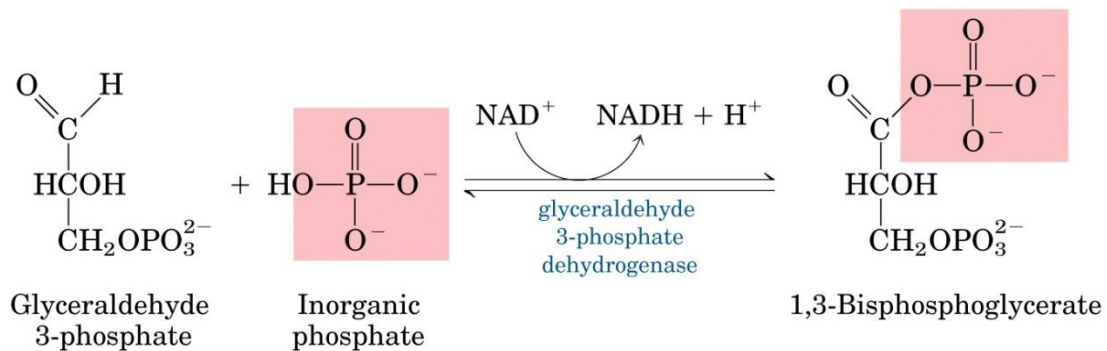
1,3-Bisphosphoglycerate

$$\Delta G'^{\circ} = 6.3 \text{ kJ/mol}$$

Glycerol 3P • 12

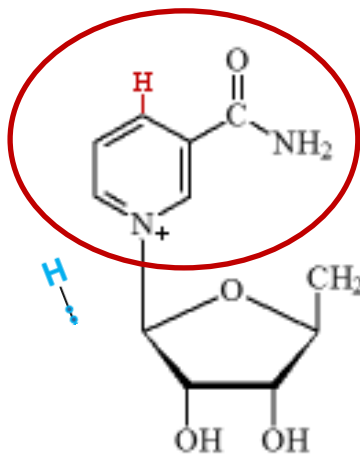


Glycerol 1,3-biP • 10

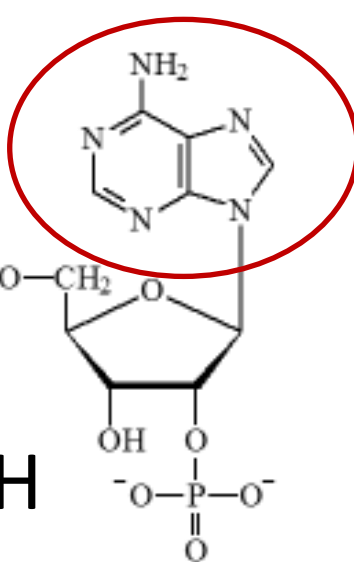


$$\Delta G'^{\circ} = 6.3 \text{ kJ/mol}$$

Nicotinamida



Adenina

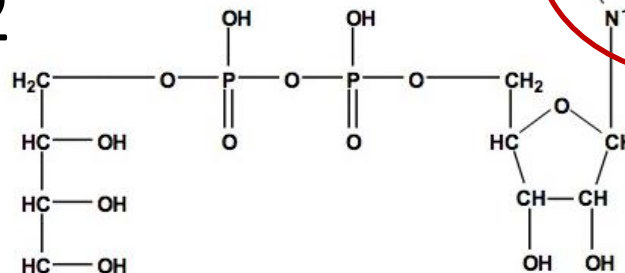


NADH

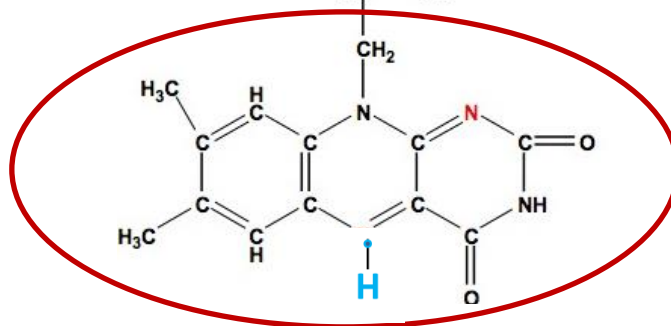
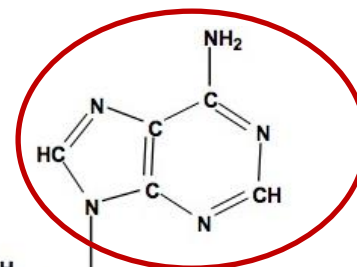
Moléculas cubo

En vez de líquido, transportan electrones

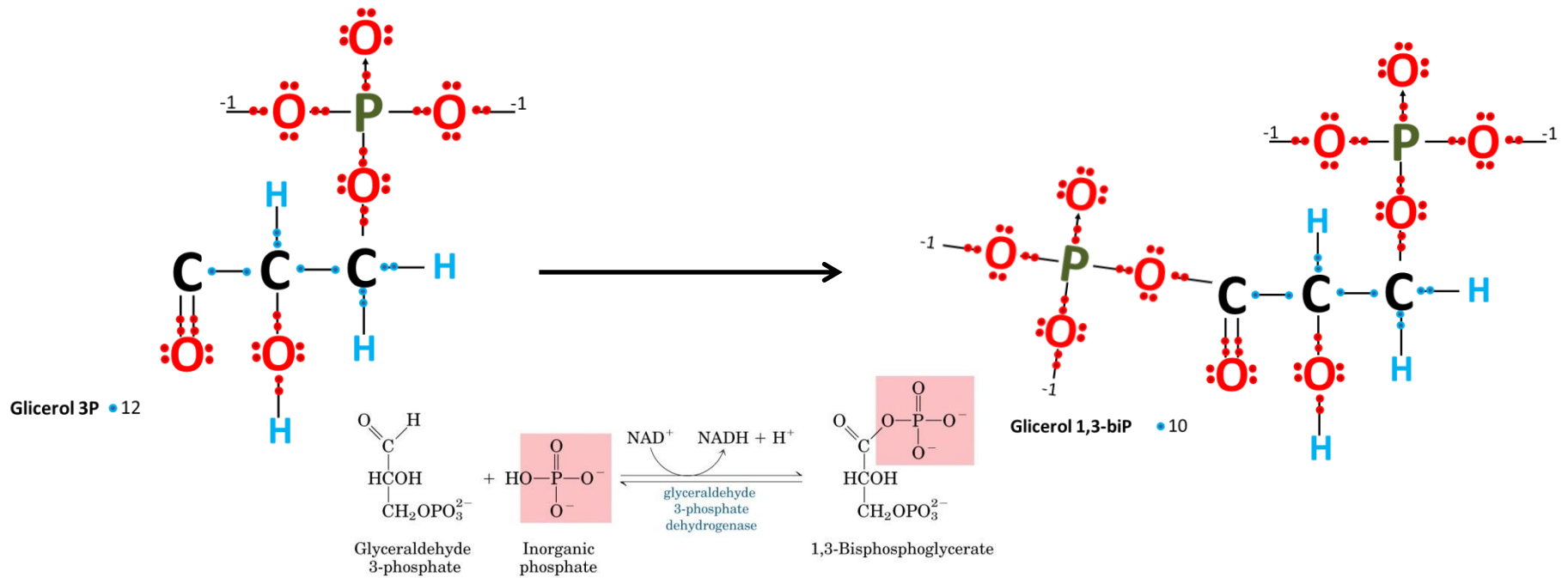
FADH2



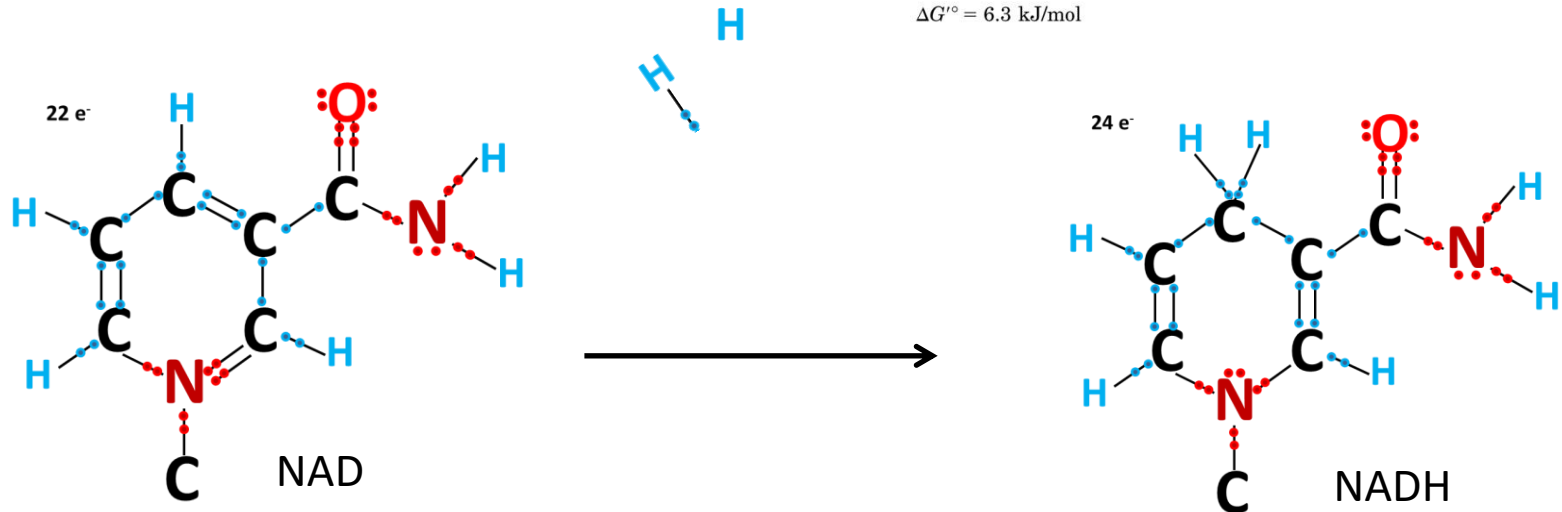
Adenina



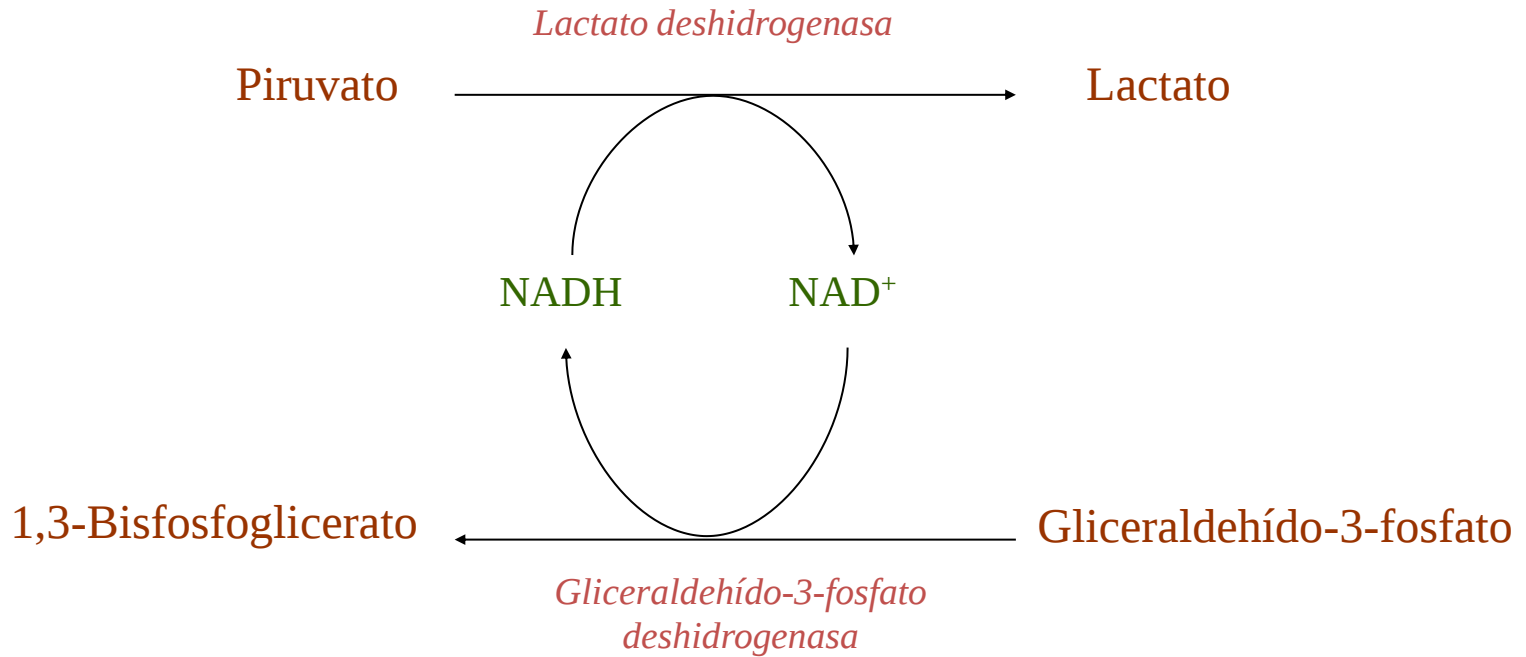
Flavina

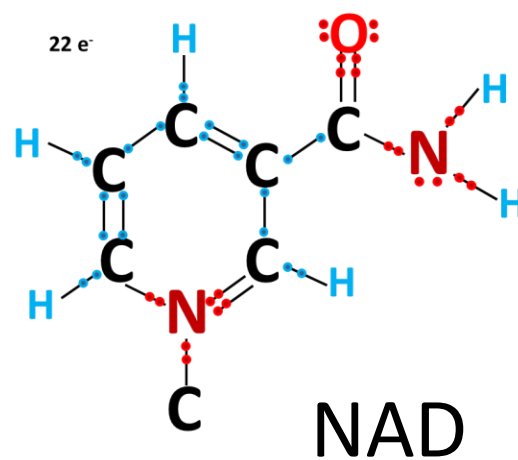
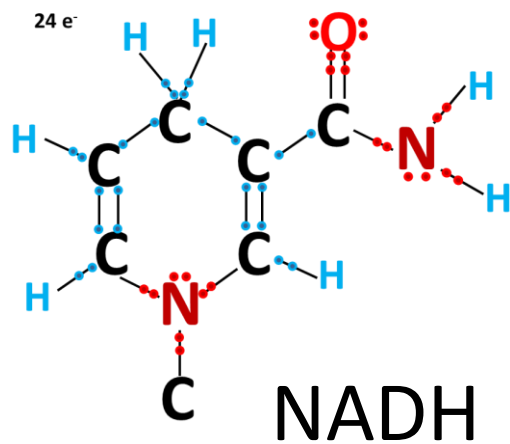
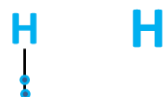
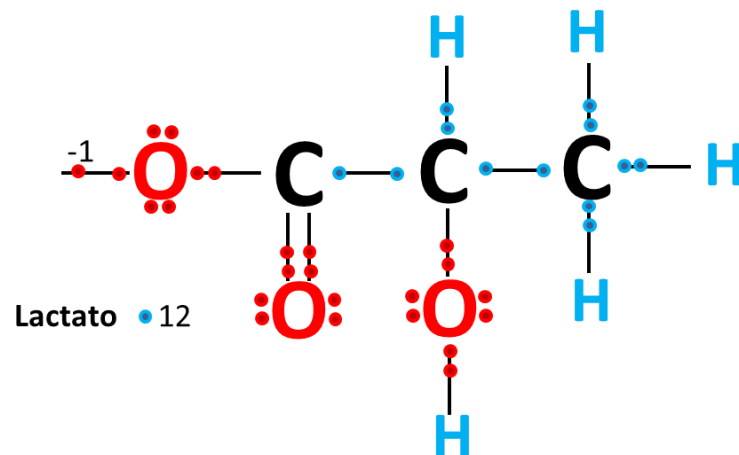
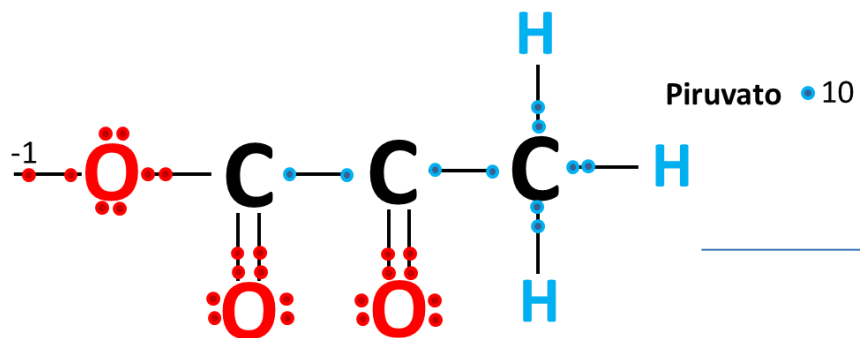


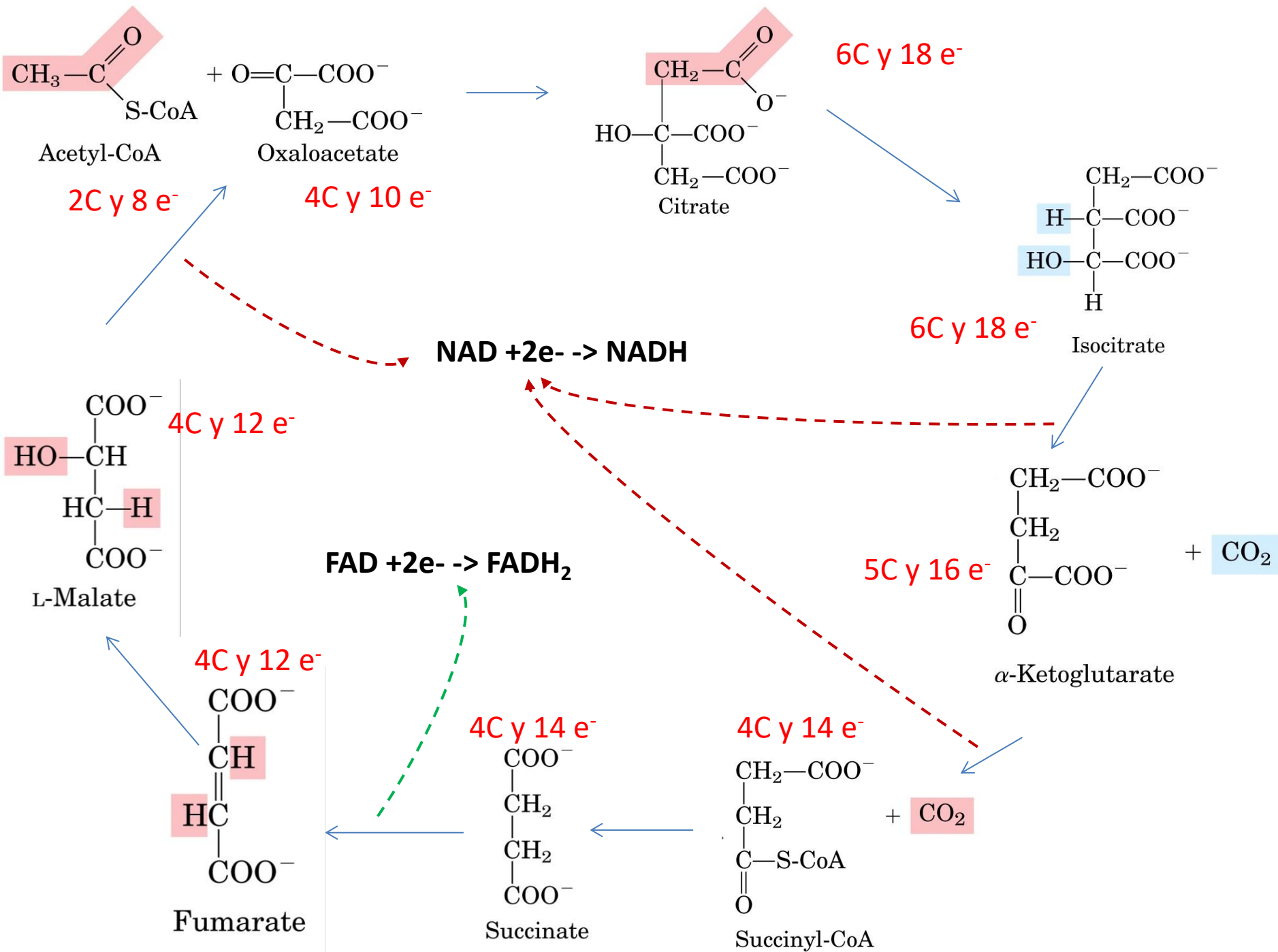
$$\Delta G'^{\circ} = 6.3 \text{ kJ/mol}$$



Fermentación Láctica







Fe de Erratas

En el apartado de electronegatividad, se menciona en un par de ocasiones que el P es mas electronegativo que el C y esto no es cierto por lo que en caso de enlace C-P, los electrones seguirían “perteneciendo” al C. De todas maneras en muy pocas biomoléculas encontramos un enlace directo entre C-P.

En el apartado donde se pone como ejemplo de oxidación la conversión de gliceraldehído 3P a 1,3-bisfosfoglicerato, se menciona un par de veces que el fosfato se añade en C3 y esto no es cierto, el enlace del PO_4 y se produce en el C1.

¡¡Gracias y disculpad!!