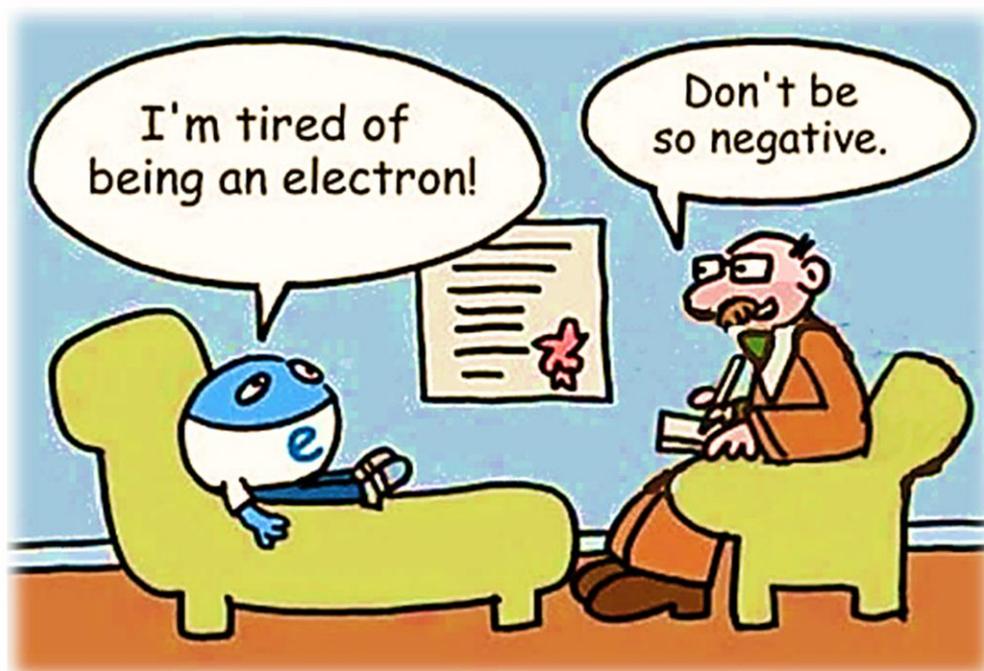


# OXIDO-REDUCCIÓN

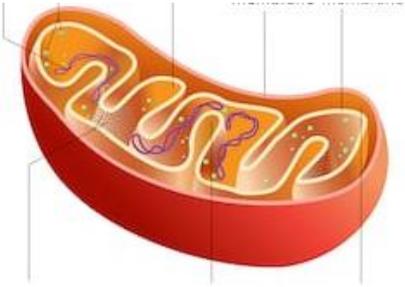


*Ulises Urzúa, Dr Cs  
DOBC – Facultad de Medicina,  
Universidad de Chile*

<https://es.slideshare.net/joseangelb7/models-atmics-ies-badalona-vii>

Las reacciones redox son importantes en:

- *Catabolismo y anabolismo*
- *Respiración celular*
- *Fotosíntesis*



- *Corrosión*
- *Combustión*



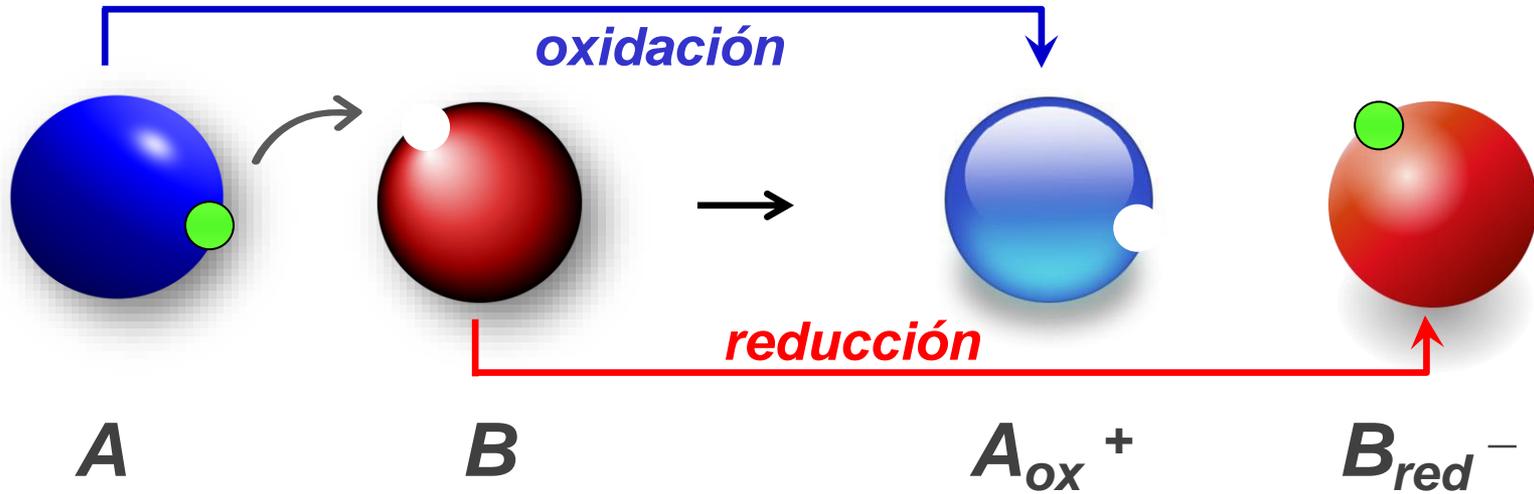
- *Electricidad*



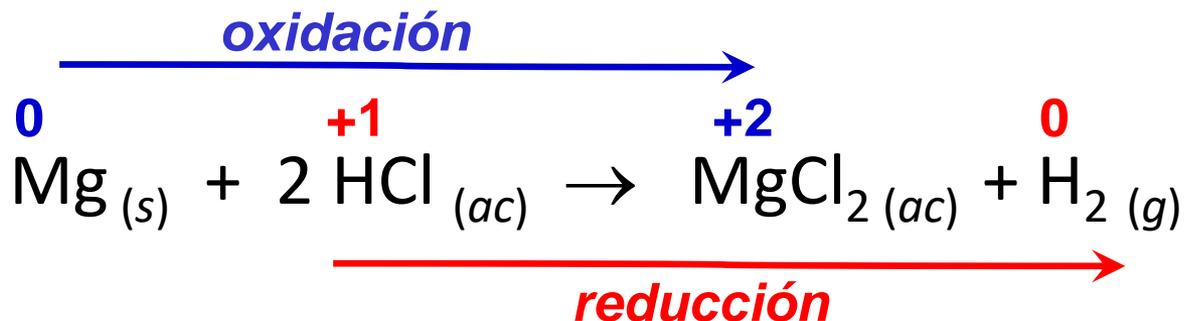
- *Desinfección*



- *Alcotest*



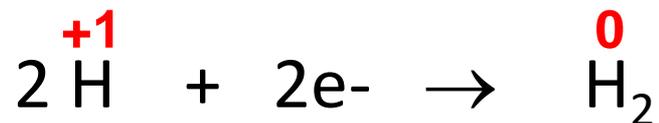
<i>Oxidación</i>	<i>Reducción</i>
Pérdida de e <sup>-</sup>	Ganancia de e <sup>-</sup>
Catabolismo	Anabolismo
Adición de O	Remoción de O
Remoción de H	Adición de H



- La oxidación (pérdida de e-) implica un aumento del número de oxidación.



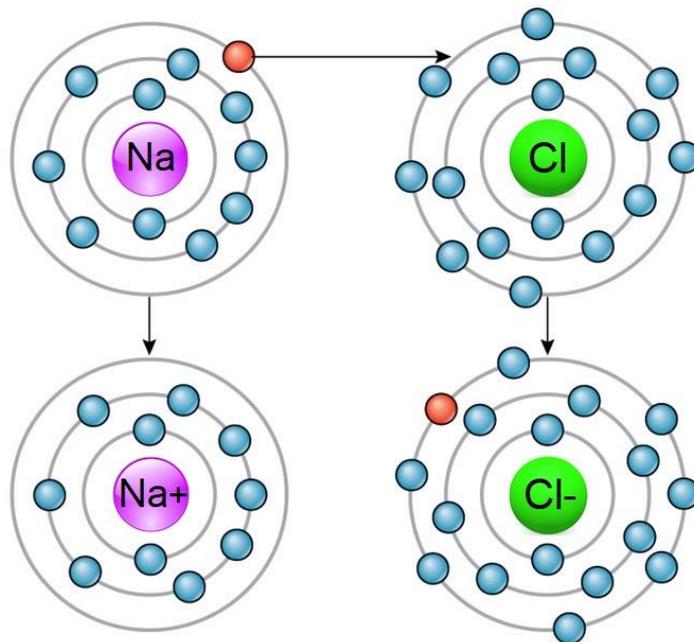
- La reducción (ganancia de e-) implica una disminución del número de oxidación.



## Número de oxidación

- Representa la cantidad de  $e^-$  que un átomo entrega, recibe o comparte al formar un enlace con otro átomo distinto en un compuesto.

• Si un elemento comparte o cede  $e^-$  a otro elemento más electronegativo, su número de oxidación es positivo (+).

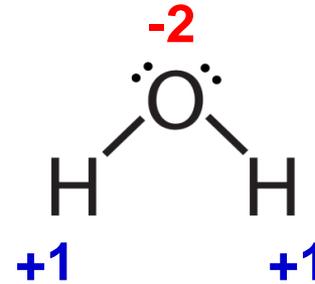
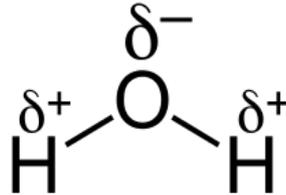
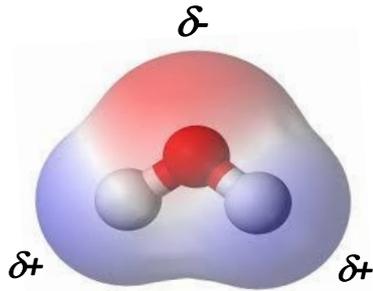


• Al contrario, si recibe o atrae  $e^-$  de otro elemento menos electronegativo, tiene un número de oxidación negativo (-)

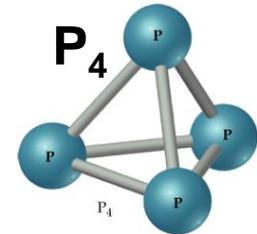
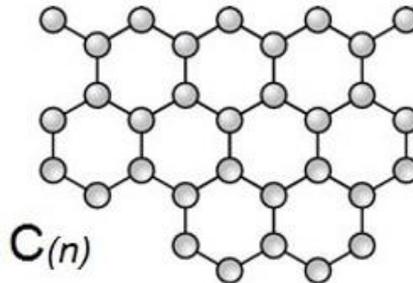
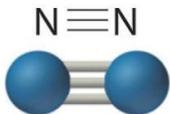
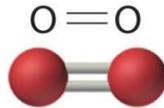
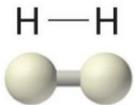
- Para un compuesto iónico, los números de oxidación corresponden a las cargas netas de los iones.

# Número de oxidación

- En un enlace covalente polar, formado por átomos distintos, el número de oxidación de cada átomo es una carga hipotética (+ o -) como si se tratara de un enlace en un compuesto iónico.

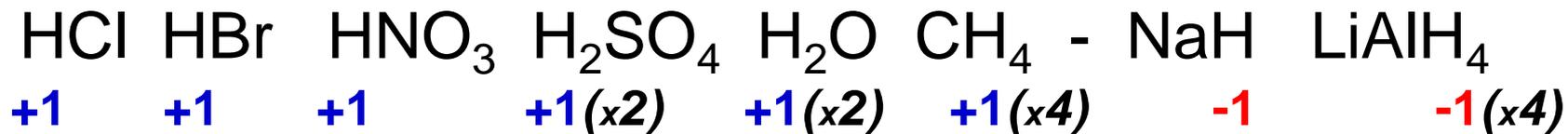


- Para elementos libres (no combinados), por ej  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{P}_4$  el número de oxidación es 0.

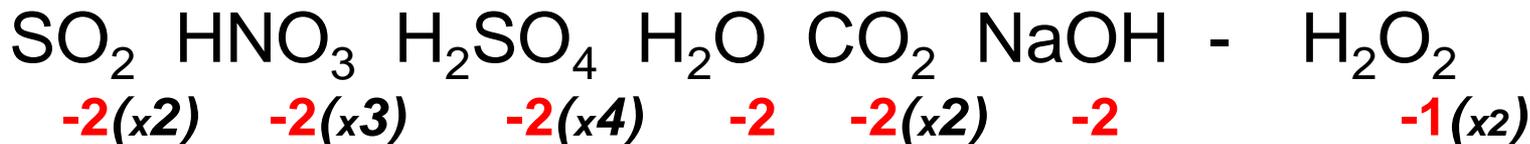


## Número de oxidación - Reglas de asignación

- El H siempre es +1, excepto en hidruros donde es -1.



- El O siempre es -2, excepto en peróxidos donde es -1.



- En un compuesto eléctricamente neutro, la suma de los números de oxidación de sus elementos constituyentes debe ser igual a 0.



## Número de oxidación - Reglas de asignación (cont)

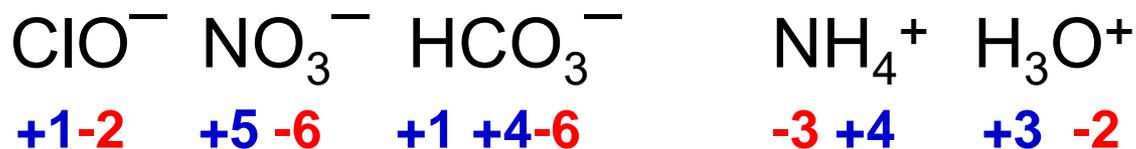
- Los halógenos son **-1 en halogenuros**. Con excepción del flúor, pueden ser **+1,+3,+5, +7** al combinarse con O para formar **oxácidos y sus sales ternarias**.



- Los metales son siempre +. Los **alcalinos +1** y los **alcalino-térreos +2**



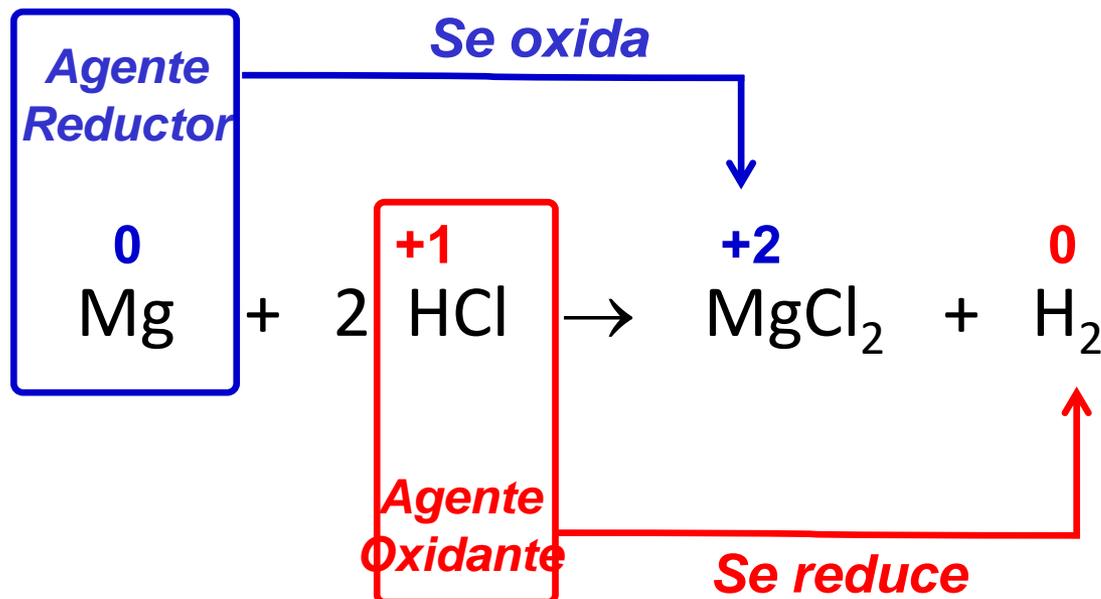
- En iones poliatómicos la carga del ión es la **suma de los números de oxidación** de todos los átomos constituyentes.





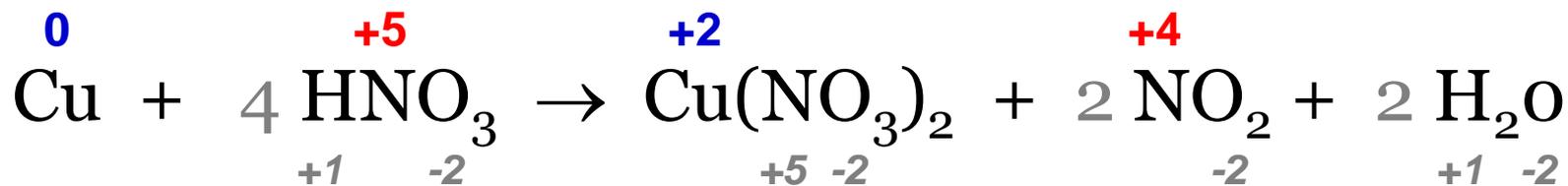
# Reacciones REDOX

- En otras palabras...

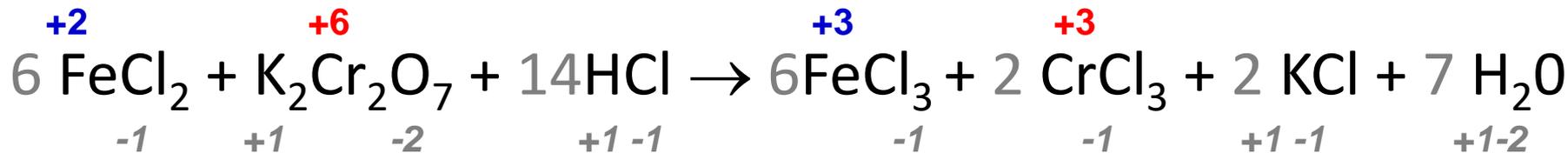


- Para identificar al agente reductor y al oxidante es necesario conocer el estado de oxidación inicial de ambos.
- En los productos reconoceremos al producto oxidado del reductor y al producto reducido del oxidante.

## Ejemplos de reacciones redox

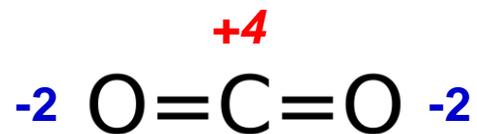
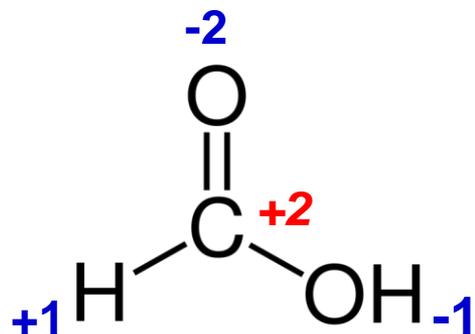
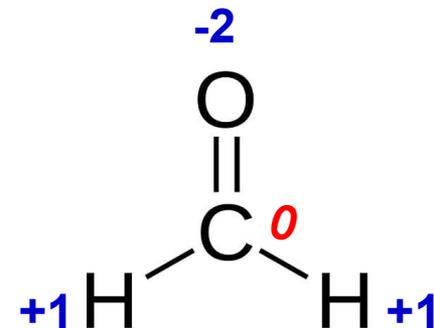
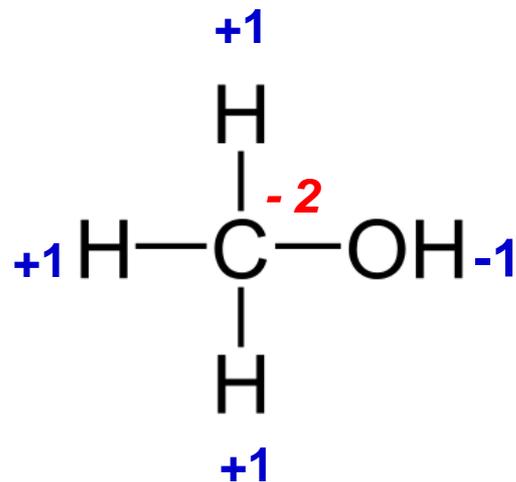
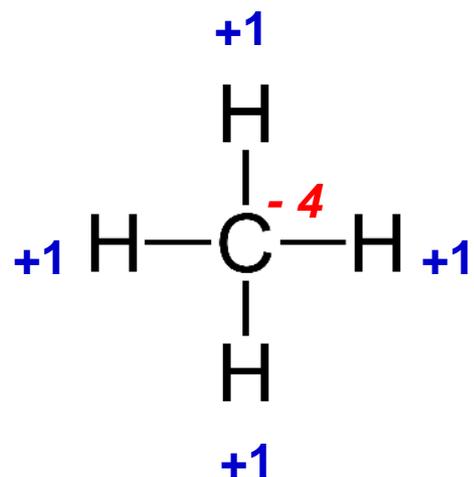


- El Cu (0 → +2), y por lo tanto es el agente reductor
- El N del HNO<sub>3</sub> (+5 → +4), y por lo tanto es el agente oxidante.



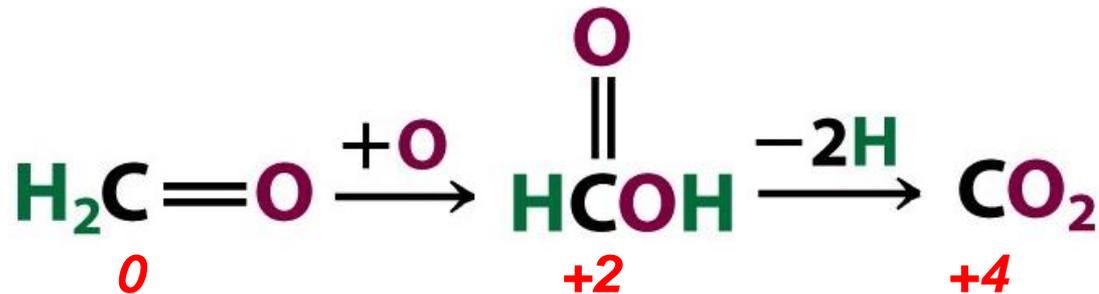
- Dado que contiene Fe, que se oxida de (+2) → (+3), el FeCl<sub>2</sub> es el agente .....
- Ya que contiene Cr, que se reduce de (+6) → (+3), el K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> es el agente .....

# Número de oxidación – El caso del Carbono

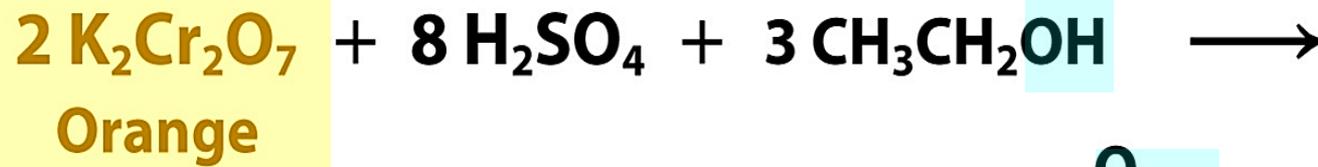


# Número de oxidación – El caso del Carbono (cont)

Oxidación	Reducción
Pérdida de e-	Ganancia de e-
Catabolismo	Anabolismo
Adición de O	Remoción de O
Remoción de H	Adición de H

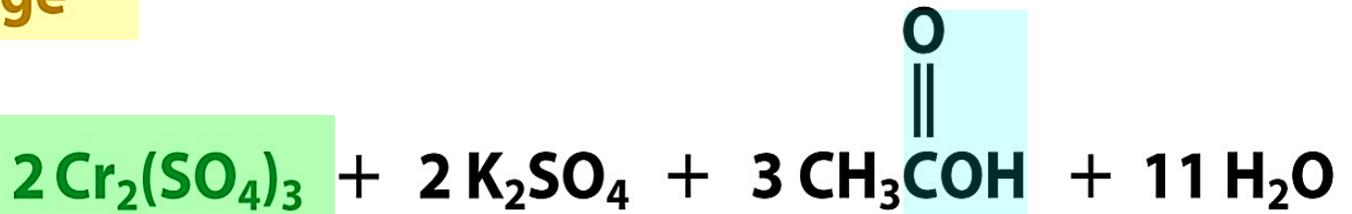
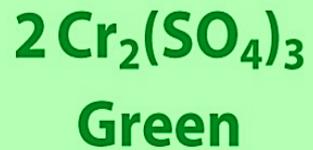


# Oxidación de etanol – “Alcotest”



Cr (+6)

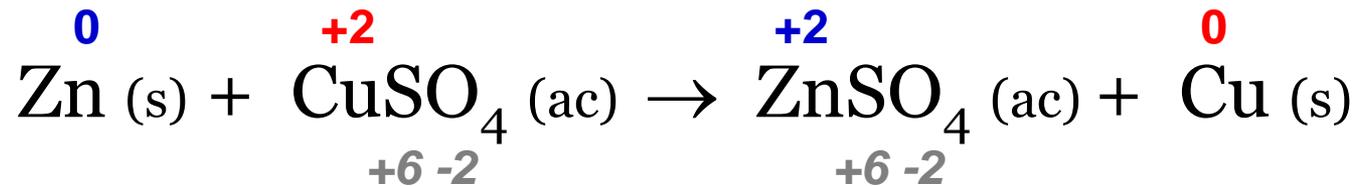
Cr (+3)



0,25 mg EtOH/L  
aire espirado ~  
0,50 g EtOH/L  
sangre



## Mas ejemplos de reacciones redox



- Ya que se oxida de (0)  $\rightarrow$  (+2), el Zn es el agente .....
- Ya que contiene Cu, que se reduce de (+2)  $\rightarrow$  (0), el  $\text{CuSO}_4$  es el agente .....

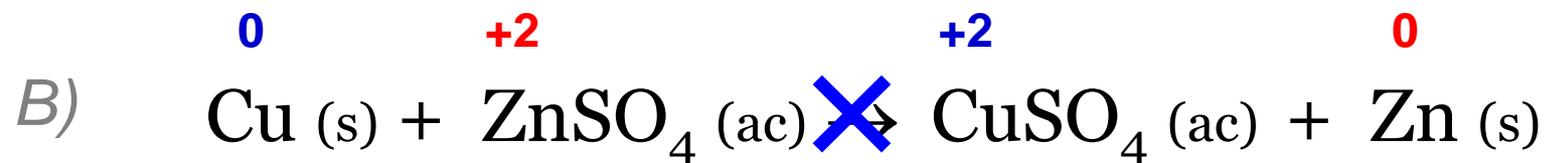
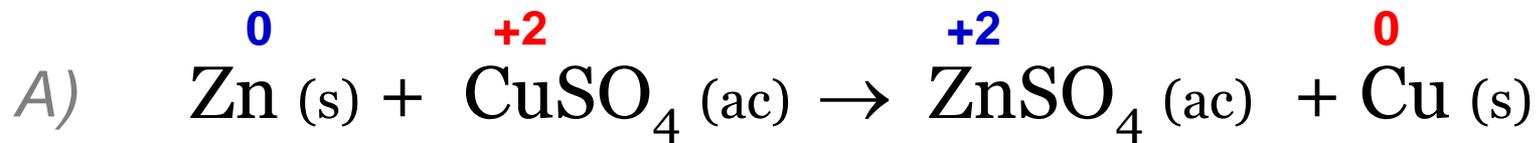
- La semireacción de oxidación es:



- La semireaccion de reduccion es:

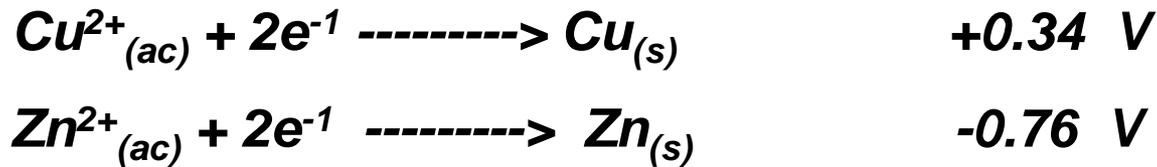


## ¿Por qué no ocurre la reacción inversa?



# Reacciones redox y potenciales

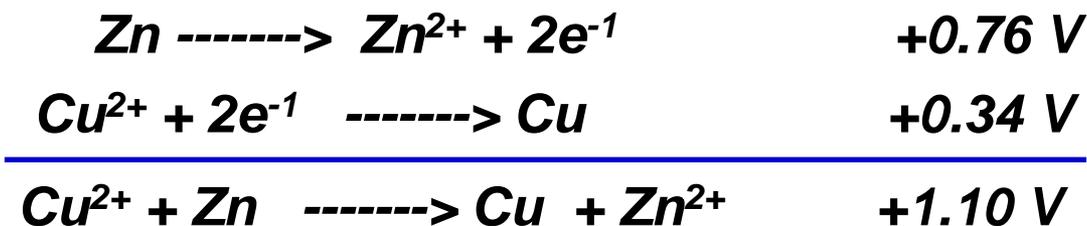
- Para cualquier especie redox, su tendencia a ganar electrones está definida por su **potencial estándar de reducción ( $E^\circ$ )**, medido en volts (V). Mientras más positivo es  $E^\circ$ , mayor es la tendencia a reducirse.
- La reacción  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$  no ocurre en forma inversa porque  $E^\circ(\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}) > E^\circ(\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn})$ .



- Entonces, los e- para reducir  $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$  **deben** provenir de la oxidación del  $^{\circ}\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ .

## Reacciones redox y potenciales (2)

- Debemos por lo tanto **acoplar** ambas semi-reacciones de reducción escribiendo en sentido inverso aquella de menor  $E^\circ$



- El potencial resultante (+1.1 V) describe la **transferencia espontánea** de electrones desde el Zn al  $\text{Cu}^{2+}$ .

- La reacción inversa



no es espontánea. Es decir **el Cu no puede reducir espontáneamente al Zn(+2)  $\rightarrow$  Zn (0).**

# Potenciales estándar de reducción (25°C, 1 atm, 1 M)

Semi-reacción de reducción		E° (V)	
<i>Mayor poder oxidante</i>	$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.87	
	$Pb^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+}$	+1.67	
	$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.36	
	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.23	
	$Ag^+ + 1e^- \rightleftharpoons Ag$	+0.80	
	$Fe^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0.77	
	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0.34	
	<b>Referencia</b> 25°C, 1M [H <sup>+</sup> ], 1 atm H <sub>2</sub>	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0.00
	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	-0.13	
	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	-0.44	
	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0.76	
	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1.66	
	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	-2.36	
	$Li^+ + 1e^- \rightleftharpoons Li$	-3.05	

*Mayor poder reductor*

*Se reduce*

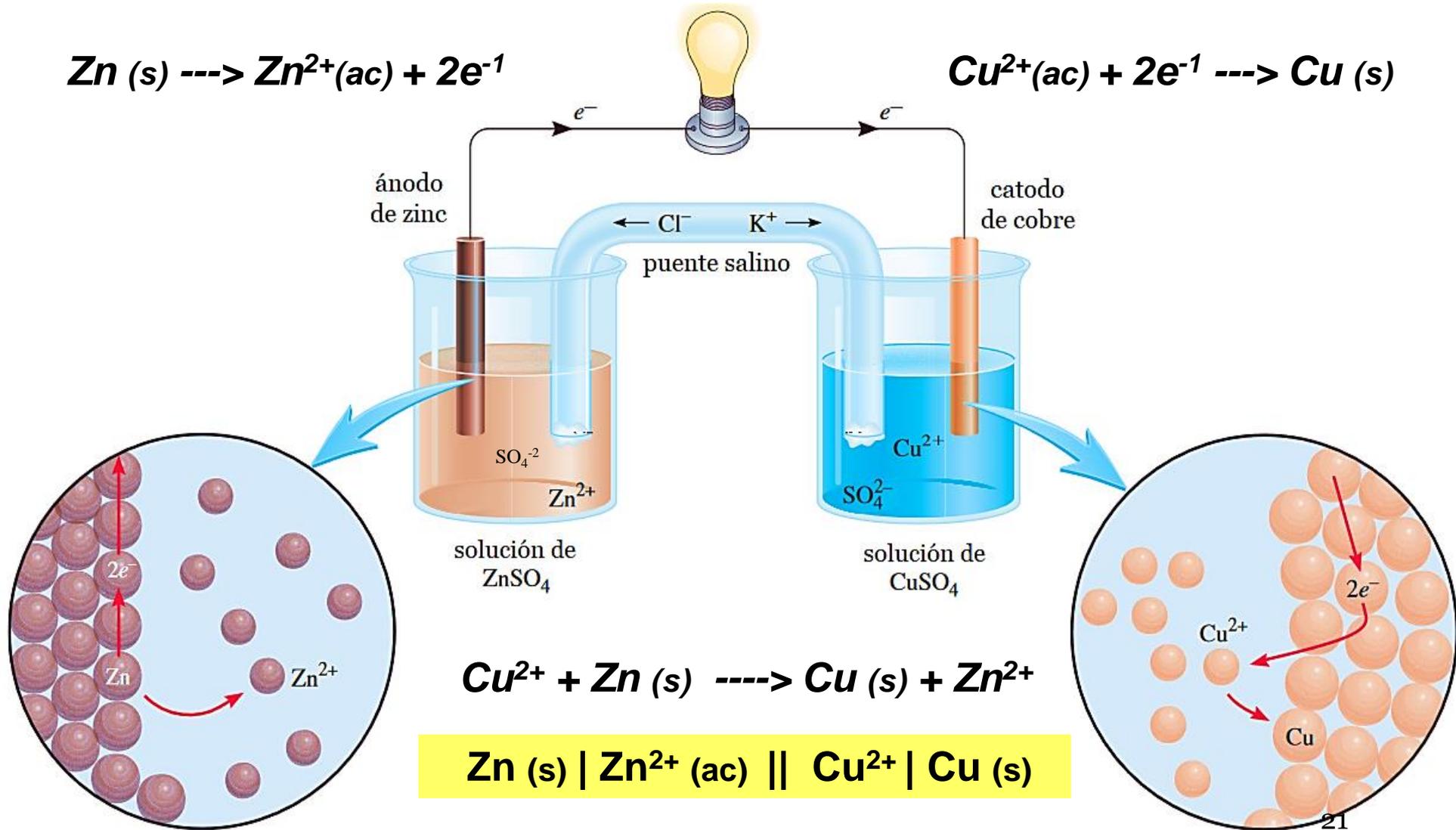
*Se oxida*

*(La semi-reacción debe ser inversa)*

# Celdas electroquímicas

- Una reacción “electroquímica” es una reacción redox que ocurre en una celda electroquímica.
- En esta celda, las semi-reacciones de oxidación y reducción están acopladas pero separadas físicamente en dos semiceldas.
- El flujo de electrones ocurre por un cable conductor de electricidad.
- Hay dos tipos de celdas electroquímicas:
  - **Voltaica o galvánica**: se libera energía eléctrica como producto de la reacción redox (espontánea)
  - **Electrolítica**: requiere energía eléctrica para facilitar la reacción redox (no espontánea)

# Celda voltaica/galvánica



# Potencial eléctrico y espontaneidad

- En una celda galvánica donde ocurre una reacción redox espontánea, se genera un potencial eléctrico (E).
- Para que  $\Delta G^\circ < 0$ , el  $E^\circ$  de la celda debe ser positivo de acuerdo a la siguiente fórmula:

$$\Delta G^\circ_{\text{celda}} = -nFE^\circ_{\text{celda}}$$

donde  $n$  = numero de moles de e-/mol de producto.

$F$  = constante de Faraday, ~96485 Cb/mol.

- En una celda galvánica la reducción ocurre en el cátodo y la oxidación en el ánodo. Luego, tenemos que:

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}}$$

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{celda Daniell}} &= E^\circ_{\text{catodo Cu}} - E^\circ_{\text{anodo Zn}} \\ &= +0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ Volts} \end{aligned}$$

# Potencial eléctrico y equilibrio químico

• Para una reacción redox del tipo  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

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

• Luego, reemplazamos  $\Delta G$

$$-nFE = -nFE^\circ + RT \ln Q$$

• Dividiendo por  $-nF$

$$E = E^\circ - (RT/nF) \ln Q$$

• Luego, si  $R=8,315 \text{ VCb/mol K}$  y  $F= 96485 \text{ Cb/mol}$ , tenemos que a  $25^\circ\text{C}$

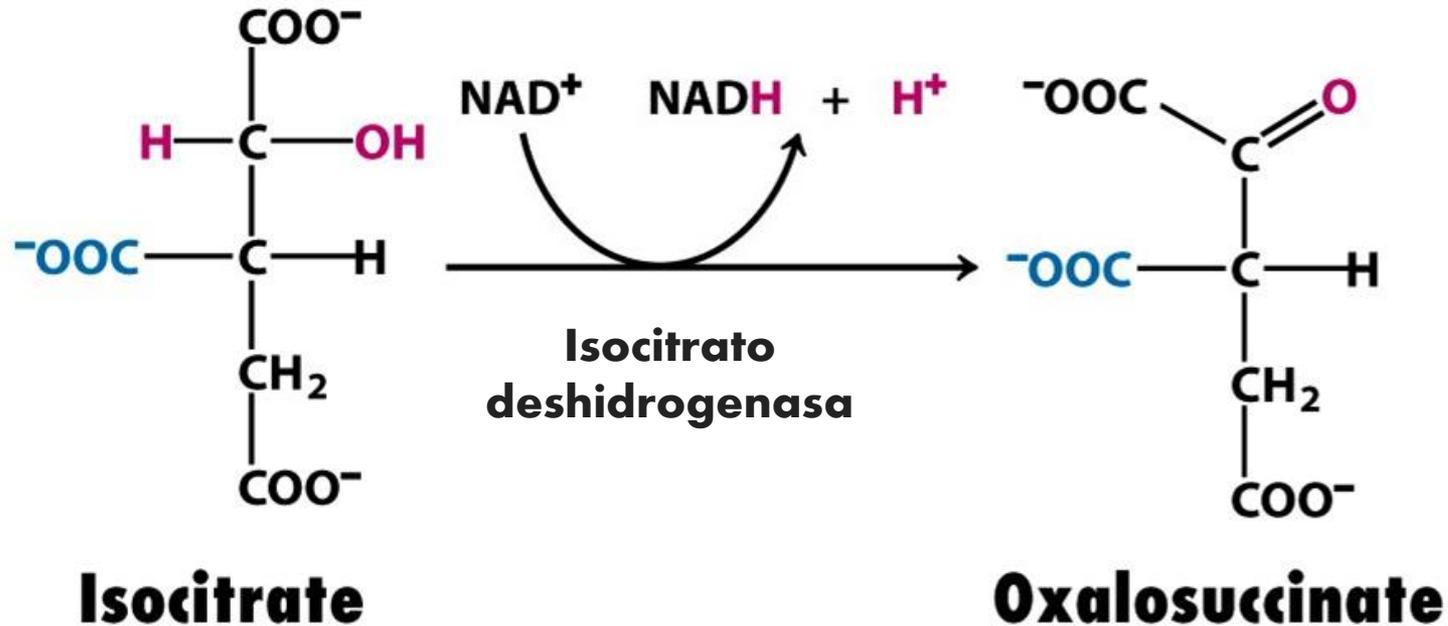
$$E = E^\circ - (0,0257/n) \ln Q$$

$$E = E^\circ - (0,0592/n) \log Q$$

*Ecuación de Nernst*

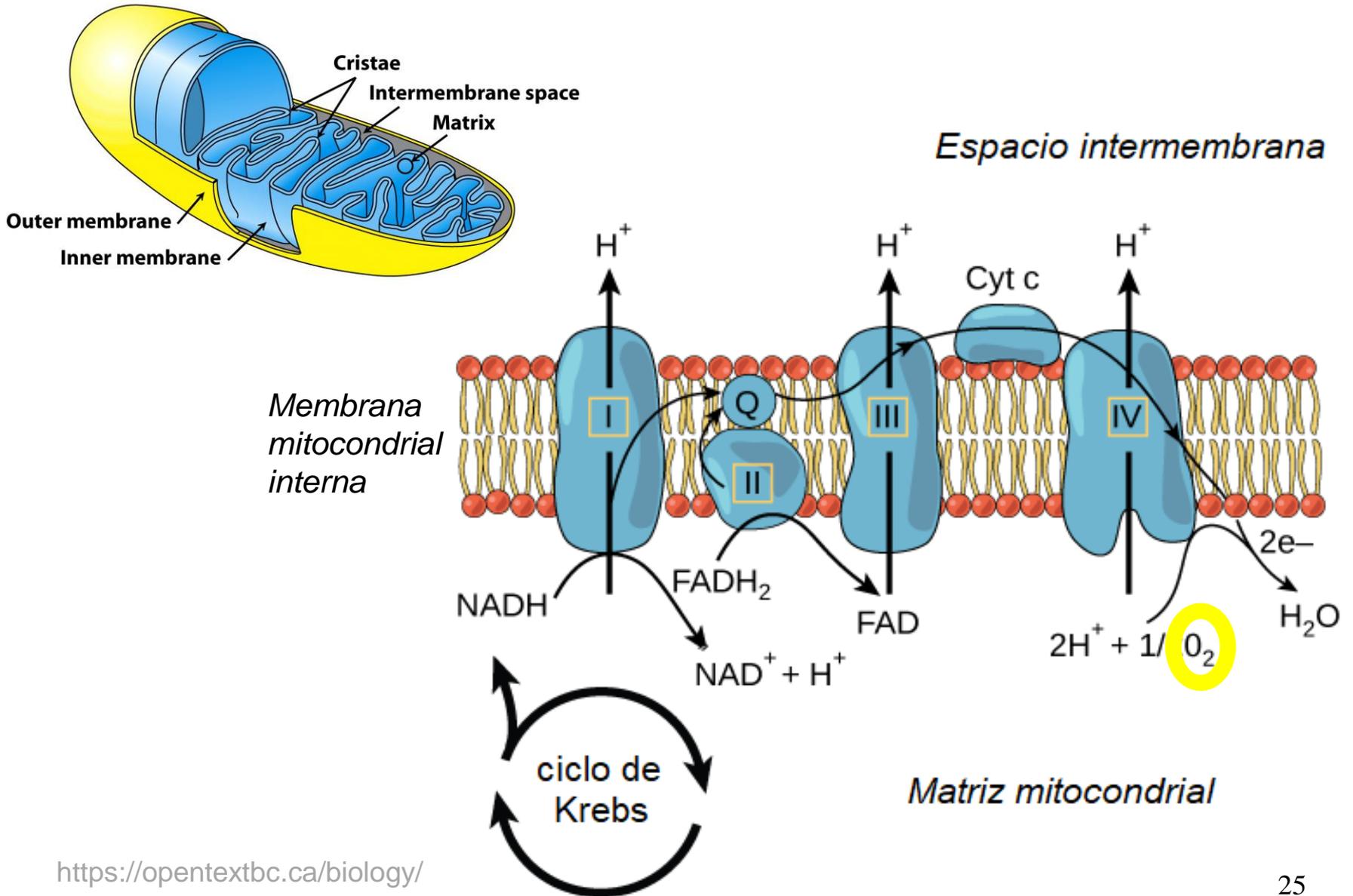
# Dador/aceptor de e mitocondrial

El  $\text{NAD}^+$  y  $\text{NADH}$  son dadores/aceptores de  $e^-$  en el ciclo de Krebs

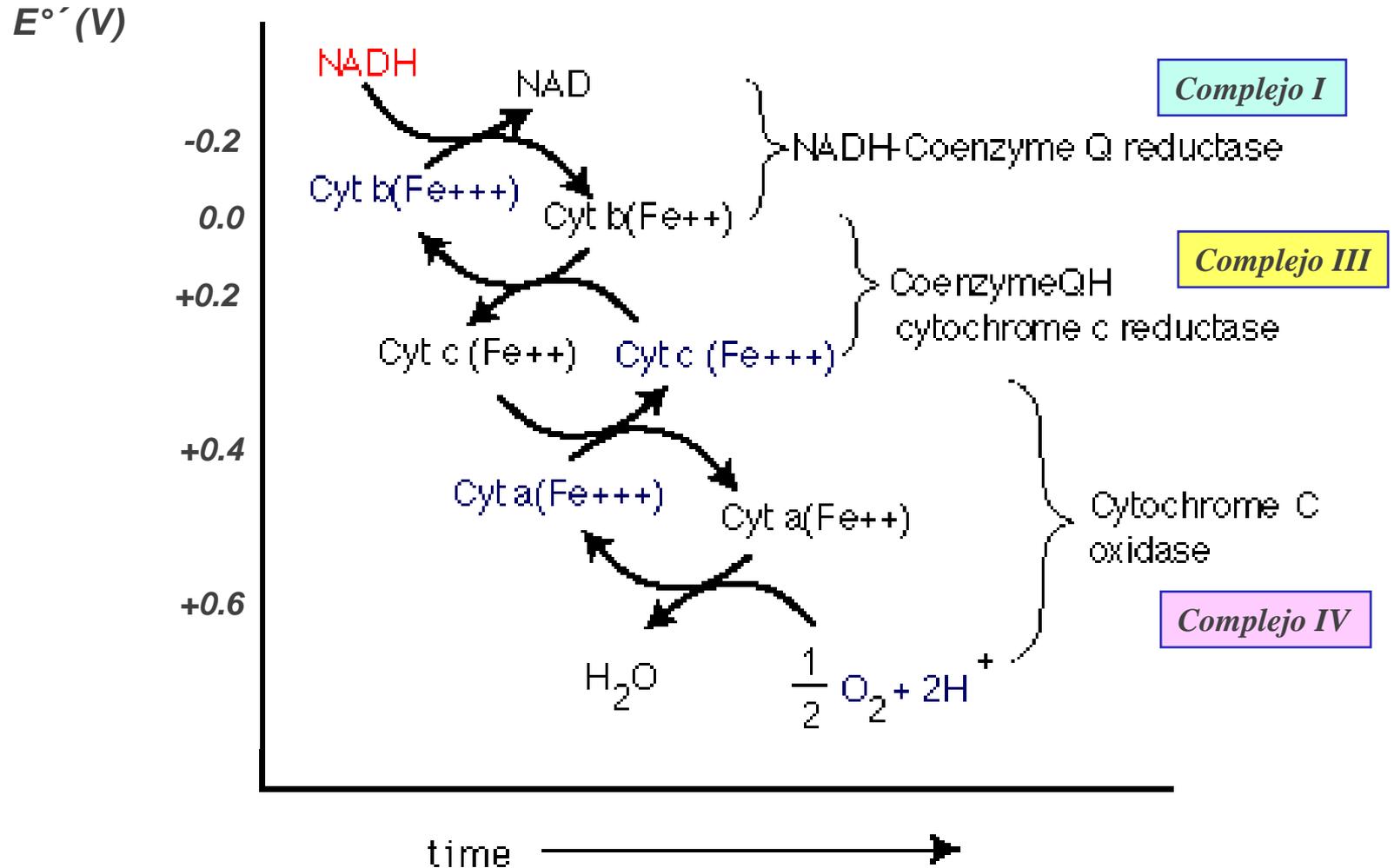


Nicotinamida-Adenina-Dinucleótido  
(NAD)

# Mitocondria y respiración



# Transporte mitocondrial de electrones



## ***Bibliografía***

- Química General – 7ª ed, Chang, R.
- Guía de Química General – FacMedicina, U de Chile (1997).
- Principios de Bioquímica – 4ed, Lehninger, Nelson, Cox (2004)

***Gracias!!***

***Prof Ulises Urzúa, DOBC- Fac Medicina - UChile***

***[uurzua@uchile.cl](mailto:uurzua@uchile.cl)***