

# Introducción

## Tema 9: Reacciones de oxidación-reducción

### Procesos químicos en los que hay un intercambio de electrones.

- Procesos homogéneos (reacciones redox)
- Procesos heterogéneos (electrodos)
  - Cambios químicos causados por una corriente eléctrica y producción de energía eléctrica por medio de reacciones químicas.
  - Según la definición anterior tenemos dos tipos de células:
    - Células galvánicas o voltaicas:  
Reacc. químicas (espontánea)  $\implies$  Corriente electr.
    - Células electrolíticas:  
Corriente electr.  $\implies$  Reac. químicas (no espontánea).

# Tema 9: Reacciones de oxidación-reducción

- Conceptos básicos:
  - Estado de oxidación o número de oxidación
  - Oxidación y reducción
  - Semirreacción
  - Ajuste de reacciones redox.
  - Valoraciones redox.
- Electroquímica.
- Serie electromotriz: semirreacciones y potenciales de electrodo.
- Tipos de electrodos.
- Efecto de la concentración sobre el voltaje: Ecuación de Nernst.

## Estado de oxidación

- Estado de oxidación (o número de oxidación) de un átomo en un ion o molécula es un número que se le asigna y que indica de modo aproximado la estructura electrónica de ese átomo en esa molécula.
- Regla general de asignación de estados de oxidación (e.o.):
  - Se imagina la situación límite (no real) de que los electrones de un enlace se hayan transferido completamente al átomo más electronegativo del enlace.
  - El estado de oxidación de cada átomo es la carga que tiene tras esta operación mental.
    - e.o. positivo: el átomo pierde total o parcialmente electrones en la molécula respecto al átomo aislado neutro.
    - e.o. negativo: el átomo gana total o parcialmente electrones en la molécula respecto al átomo aislado neutro.

# Reglas básicas de asignación de estados de oxidación

Los e.o. de los átomos en sus compuestos se determinan aplicando las reglas siguientes, **en orden**, hasta donde sea necesario:

- 1 El e.o. de un átomo individual sin combinar químicamente con otros elementos es 0.
- 2 La suma de los e.o. de todos los átomos de una molécula neutra es 0; la de todos los átomos de un ión es la carga del ión.
- 3 En sus compuestos, los metales alcalinos (Grupo 1) tienen e.o. +1 y los alcalinotérreos (Grupo 2) tienen e.o. +2.
- 4 En sus compuestos, el e.o. del F es -1.
- 5 En sus compuestos, el e.o. del H es +1.
- 6 En sus compuestos, el e.o. del O es -2.
- 7 En sus compuestos binarios con metales, los elementos del Grupo 17 (F, Cl, ...) tienen e.o. -1, los del Grupo 16 (O, S, ...) tienen e.o. -2, y los del Grupo 15 (N, P, ...) tienen e.o. -3.



## Estado de oxidación (ejemplos)

O	O <sub>2</sub>	NaH
NaOH	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
CH <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	CF <sub>4</sub>	HCF <sub>3</sub>
KMnO <sub>4</sub>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	FeO	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>		
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2$	$NaH$
$NaOH$	$H_2O$	$H_2O_2$
$CH_4$	$C_2H_6$	$C_2H_4$
$C_2H_2$	$CF_4$	$HCF_3$
$KMnO_4$	$MnO_4^-$	$NH_4^+$
$NO_3^-$	$FeO$	$Fe_2O_3$
$Fe_3O_4$		
$NH_4NO_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	NaH
NaOH	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
CH <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	CF <sub>4</sub>	HCF <sub>3</sub>
KMnO <sub>4</sub>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	FeO	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>		
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>		



# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
NaOH	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
CH <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	CF <sub>4</sub>	HCF <sub>3</sub>
KMnO <sub>4</sub>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	FeO	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>		
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2$
$\text{CH}_4$	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{C}_2\text{H}_4$
$\text{C}_2\text{H}_2$	$\text{CF}_4$	$\text{HCF}_3$
$\text{KMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{NaH}} \rightarrow \overset{-1}{\text{NaH}}$
$\overset{+1}{\text{NaOH}} \rightarrow \overset{-2+1}{\text{NaOH}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow \overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$	$\text{H}_2\text{O}_2$
$\text{CH}_4$	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{C}_2\text{H}_4$
$\text{C}_2\text{H}_2$	$\text{CF}_4$	$\text{HCF}_3$
$\text{KMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\text{CH}_4$	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{C}_2\text{H}_4$
$\text{C}_2\text{H}_2$	$\text{CF}_4$	$\text{HCF}_3$
$\text{KMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{C}_2\text{H}_4$
$\text{C}_2\text{H}_2$	$\text{CF}_4$	$\text{HCF}_3$
$\text{KMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
$NaOH \xrightarrow{+1 \ -2 \ +1} NaOH$	$H_2O \xrightarrow{+1 \ -2} H_2O$	$H_2O_2 \xrightarrow{+1 \ -1} H_2O_2$
$CH_4 \xrightarrow{-4 \ +1} CH_4$	$C_2H_6 \xrightarrow{-3 \ +1} C_2H_6$	$C_2H_4$
$C_2H_2$	$CF_4$	$HCF_3$
$KMnO_4$	$MnO_4^-$	$NH_4^+$
$NO_3^-$	$FeO$	$Fe_2O_3$
$Fe_3O_4$		
$NH_4NO_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
$NaOH \xrightarrow{+1 \ -2 \ +1} NaOH$	$H_2O \xrightarrow{+1 \ -2} H_2O$	$H_2O_2 \xrightarrow{+1 \ -1} H_2O_2$
$CH_4 \xrightarrow{-4 \ +1} CH_4$	$C_2H_6 \xrightarrow{-3 \ +1} C_2H_6$	$C_2H_4 \xrightarrow{-2 \ +1} C_2H_4$
$C_2H_2$	$CF_4$	$HCF_3$
$KMnO_4$	$MnO_4^-$	$NH_4^+$
$NO_3^-$	$FeO$	$Fe_2O_3$
$Fe_3O_4$		
$NH_4NO_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
$NaOH \xrightarrow{+1 \ -2 \ +1} NaOH$	$H_2O \xrightarrow{+1 \ -2} H_2O$	$H_2O_2 \xrightarrow{+1 \ -1} H_2O_2$
$CH_4 \xrightarrow{-4 \ +1} CH_4$	$C_2H_6 \xrightarrow{-3 \ +1} C_2H_6$	$C_2H_4 \xrightarrow{-2 \ +1} C_2H_4$
$C_2H_2 \xrightarrow{-1 \ +1} C_2H_2$	$CF_4$	$HCF_3$
$KMnO_4$	$MnO_4^-$	$NH_4^+$
$NO_3^-$	$FeO$	$Fe_2O_3$
$Fe_3O_4$		
$NH_4NO_3$		



# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\text{H}\overset{-1}{\text{C}}\overset{+1}{\text{F}_3}$
$\text{K}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{+4}{\text{O}_4}$	$\text{Mn}\overset{+7}{\text{O}_4}^-$	$\text{N}\overset{+5}{\text{H}_4}^+$
$\text{N}\overset{+5}{\text{O}_3}^-$	$\text{Fe}\overset{+2}{\text{O}}$	$\text{Fe}_2\overset{+3}{\text{O}_3}$
$\text{Fe}_3\overset{+2}{\text{O}_4}$		
$\text{N}\overset{+5}{\text{H}_4}\overset{+3}{\text{O}_3}$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
$NaOH \xrightarrow{+1 \ -2 \ +1} NaOH$	$H_2O \xrightarrow{+1 \ -2} H_2O$	$H_2O_2 \xrightarrow{+1 \ -1} H_2O_2$
$CH_4 \xrightarrow{-4 \ +1} CH_4$	$C_2H_6 \xrightarrow{-3 \ +1} C_2H_6$	$C_2H_4 \xrightarrow{-2 \ +1} C_2H_4$
$C_2H_2 \xrightarrow{-1 \ +1} C_2H_2$	$CF_4 \xrightarrow{+4 \ -1} CF_4$	$HCF_3 \xrightarrow{+1 \ +2 \ -1} HCF_3$
$KMnO_4$	$MnO_4^-$	$NH_4^+$
$NO_3^-$	$FeO$	$Fe_2O_3$
$Fe_3O_4$		
$NH_4NO_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\text{NO}_3^-$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\text{FeO}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+2}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\text{Fe}_3\text{O}_4$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		



# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
$NaOH \xrightarrow{+1 \ -2 \ +1} NaOH$	$H_2O \xrightarrow{+1 \ -2} H_2O$	$H_2O_2 \xrightarrow{+1 \ -1} H_2O_2$
$CH_4 \xrightarrow{-4 \ +1} CH_4$	$C_2H_6 \xrightarrow{-3 \ +1} C_2H_6$	$C_2H_4 \xrightarrow{-2 \ +1} C_2H_4$
$C_2H_2 \xrightarrow{-1 \ +1} C_2H_2$	$CF_4 \xrightarrow{+4 \ -1} CF_4$	$HCF_3 \xrightarrow{+1 \ +2 \ -1} HCF_3$
$KMnO_4 \xrightarrow{+1 \ +7 \ -2} KMnO_4$	$MnO_4^- \xrightarrow{+7 \ -2} MnO_4^-$	$NH_4^+ \xrightarrow{-3 \ +1} NH_4^+$
$NO_3^- \xrightarrow{+5 \ -2} NO_3^-$	$FeO \xrightarrow{+2 \ -2} FeO$	$Fe_2O_3 \xrightarrow{+3 \ -2} Fe_2O_3$
$Fe_3O_4 \xrightarrow{+8 \ -2} Fe_3O_4$		
$NH_4NO_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \Rightarrow$		
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \Rightarrow$	$\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$	
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$O \xrightarrow{0} O$	$O_2 \xrightarrow{0} O_2$	$NaH \xrightarrow{+1 \ -1} NaH$
$NaOH \xrightarrow{+1 \ -2 \ +1} NaOH$	$H_2O \xrightarrow{+1 \ -2} H_2O$	$H_2O_2 \xrightarrow{+1 \ -1} H_2O_2$
$CH_4 \xrightarrow{-4 \ +1} CH_4$	$C_2H_6 \xrightarrow{-3 \ +1} C_2H_6$	$C_2H_4 \xrightarrow{-2 \ +1} C_2H_4$
$C_2H_2 \xrightarrow{-1 \ +1} C_2H_2$	$CF_4 \xrightarrow{+4 \ -1} CF_4$	$HCF_3 \xrightarrow{+1 \ +2 \ -1} HCF_3$
$KMnO_4 \xrightarrow{+1 \ +7 \ -2} KMnO_4$	$MnO_4^- \xrightarrow{+7 \ -2} MnO_4^-$	$NH_4^+ \xrightarrow{-3 \ +1} NH_4^+$
$NO_3^- \xrightarrow{+5 \ -2} NO_3^-$	$FeO \xrightarrow{+2 \ -2} FeO$	$Fe_2O_3 \xrightarrow{+3 \ -2} Fe_2O_3$
$Fe_3O_4 \xrightarrow{+8 \ -2} Fe_3O_4 \Rightarrow$	$FeO \cdot Fe_2O_3 \rightarrow$	
$NH_4NO_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \Rightarrow$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\text{NH}_4\text{NO}_3$		

# Estado de oxidación (ejemplos)

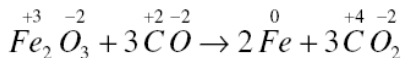
$\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$
$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$
$\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}_4}$	$\overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6} \rightarrow \overset{-3}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_6}$	$\overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_4}$
$\overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{-1}{\text{C}_2}\overset{+1}{\text{H}_2}$	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_4}$	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+2}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}_3}$
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$	$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4^-}$	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4^+}$
$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3^-}$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \rightarrow \overset{+8}{\text{Fe}_3}\overset{-2}{\text{O}_4} \Rightarrow$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow$	$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$
$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_4}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3}$		

# Oxidación y reducción

- Oxidación:  $\rightarrow$  pérdida de electrones
- Reducción:  $\rightarrow$  ganancia de electrones

- Oxidación:
  - aumento del e.o. o pérdida de electrones
- Reducción:
  - disminución del e.o. o ganancia de electrones
- Reacción redox o de oxidación-reducción:
  - reacción de transferencia de electrones, en la que algunos elementos se oxidan y otros se reducen
- Oxidante:
  - reactivo que gana electrones y se reduce
- Reductor:
  - reactivo que pierde electrones y se oxida

# Estado de oxidación (ejemplos)



*Fe* gana electrones  
y se reduce de +3 a 0

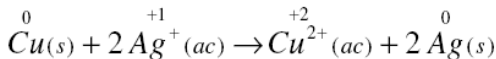
*C* pierde electrones  
y se oxida de +2 a +4

$Fe_2O_3$  es el oxidante

$CO$  es el reductor

$Fe_2O_3$  se reduce a *Fe*

$CO$  se oxida a  $CO_2$



*Ag* gana electrones  
y se reduce de +1 a 0

*Cu* pierde electrones  
y se oxida de 0 a +2

$Ag^+$  es el oxidante

*Cu* es el reductor

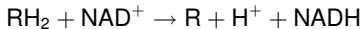
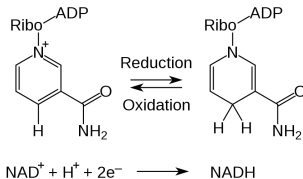
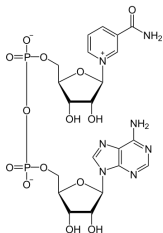
$Ag^+$  se reduce a *Ag*

*Cu* se oxida a  $Cu^{2+}$



# Estado de oxidación (ejemplos)

La dinucleótido de nicotinamida adenina (abreviada  $NAD^+$  en su forma oxidada y  $NADH$  en su forma reducida) es una coenzima que contiene la vitamina B3 y cuya función principal es el intercambio de electrones e hidrogeniones en la producción de energía de todas las células.



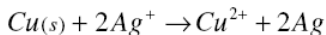
Gana  $e^-$ :  $NAD^+$   
 Oxidante:  $NAD^+$   
 $NAD^+$  se reduce a  $NADH$

Pierde  $e^-$ :  $R$   
 Reductor:  $RH_2$   
 $RH_2$  se oxida a  $R$

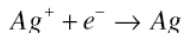
# Semirreacciones

- Semirreacciones de reducción y de oxidación:  
Cada una de las dos partes en que se separa una reacción redox y en las que se aíslan la reducción (ganancia de  $e^-$ ) y la oxidación (pérdida de  $e^-$ ).

Reacción redox global



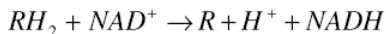
semirreacción de reducción



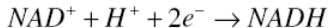
semirreacción de oxidación



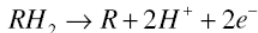
Reacción redox global



semirreacción de reducción



semirreacción de oxidación



# Ajustes de reacciones redox

## Método del ión-electrón (método de la semirreacción)

- 1.- Descomponer los compuestos en sus iones (los que se formarían en disolución acuosa).
- 2.- Identificar elementos que cambian su número de oxidación y escribir semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción.
- 3.- Ajustar las semirreacciones como si estuviéramos en [medio ácido](#), siguiendo estos pasos:
  - Ajustar los átomos que **no** sean H ni O.
  - Ajustar los O, utilizando  $H_2O$ .
  - Ajustar los H, utilizando  $H^+$ .
  - Ajustar la carga utilizando  $e^-$ .
- 4.- Igualar el número de  $e^-$  de ambas semirreacciones multiplicando una o ambas por números enteros.
- 5.- Sumar las semirreacciones y simplificar las especies comunes en ambos lados de la reacción global.

# Ajustes de reacciones redox

## Método del ión-electrón (II)

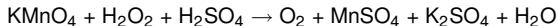
- 6.- Completar la reacción con los compuestos o iones que no participan en las oxidaciones y reducciones.
- 7.- Obtener los compuestos que se habían dissociado en iones en el paso 1. a partir de esos mismos iones.
- 8.- Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

Si la reacción es en [medio ácido](#) ya estaría ajustada pero si es en [medio básico](#) debemos realizar los siguientes pasos adicionales:

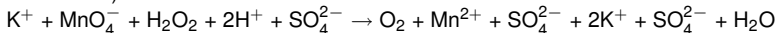
- 9.- Sumar a ambos lados de la ecuación obtenida tantos  $\text{OH}^-$  como iones  $\text{H}^+$  aparezcan en ella.
- 10.- Combine los iones  $\text{OH}^-$  y  $\text{H}^+$  en el lado de la ecuación en que aparezcan juntos. Simplificar las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  si aparecen en ambos lados de la reacción.
- 11.- Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

## Ajustes de reacciones redox (ejemplo)

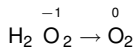
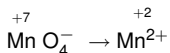
Reacción:



- (1.) Descomponer los compuestos en sus iones (los que se formarían en disolución acuosa).



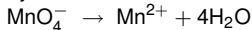
- (2.) Identificar elementos que cambian su número de oxidación y escribir semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción.



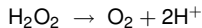
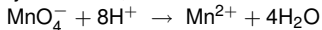
- (3.) Ajustar las semirreacciones como si estuviéramos en medio ácido, siguiendo estos pasos:

- (3a.) Ajustar los átomos que **no** sean H ni O.

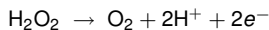
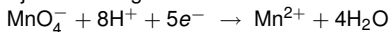
- (3b.) Ajustar los O, utilizando  $\text{H}_2\text{O}$ .



- (3c.) Ajustar los H, utilizando  $\text{H}^+$ .

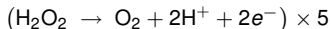
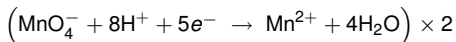


- (3d.) Ajustar la carga utilizando  $e^-$ .

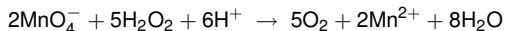


## Ajustes de reacciones redox (ejemplo II)

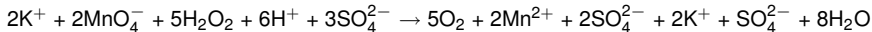
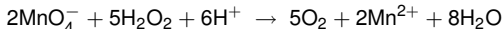
- (4.) Igualar el número de  $e^-$  de ambas semirreacciones multiplicando una o ambas por números enteros.



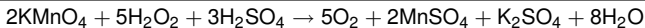
- (5.) Sumar las semirreacciones y simplificar las especies comunes en ambos lados de la reacción global.



- (6.) Completar la reacción con los compuestos o iones que no participan en las oxidaciones y reducciones.



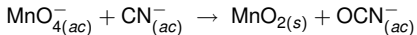
- (7.) Obtener los compuestos que se habían dissociado en iones en el paso (1) a partir de esos mismos iones.



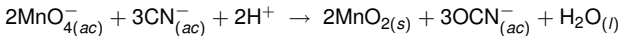
- (8.) Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

# Ajustes de reacciones redox (medio básico III)

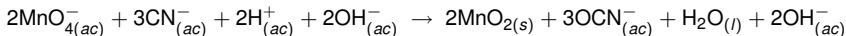
Reacción sin ajustar:



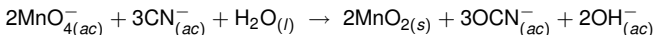
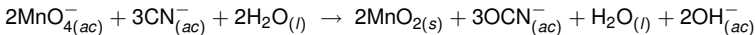
Reacción ajustada como si el medio fuera ácido:



- (9.) Sumar a ambos lados de la ecuación obtenida tantos  $\text{OH}^-$  como iones  $\text{H}^+$  aparezcan en ella.



- (10.) Combine los iones  $\text{OH}^-$  y  $\text{H}^+$  en el lado de la ecuación en que aparezcan juntos. Simplificar las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  si aparecen en ambos lados de la reacción.



- (11.) Comprobar el ajuste del número de átomos y del número de cargas.

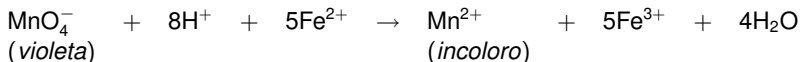
# Valoraciones Redox

**Valoración:** Reacción que se realiza al añadir de manera controlada una disolución sobre otra.

**Punto de equivalencia:** Momento en el que los reactivos de ambas disoluciones han reaccionado completamente.

**Detección del punto de equivalencia:** Variación de pH o del potencial, cambio de color de un indicador o de algún reactivo, aparición de un precipitado, ...

**Ejemplo de valoración redox:**



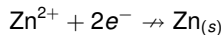
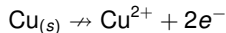
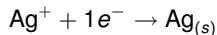
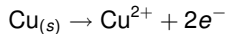
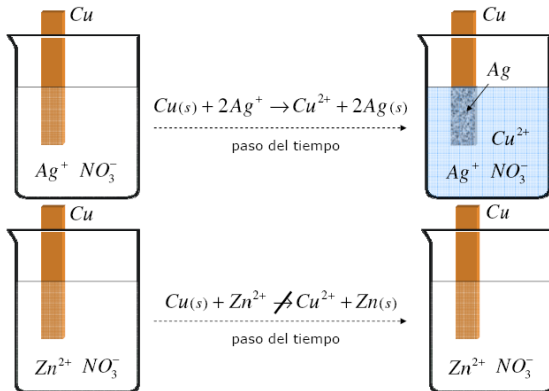
$$\xi = \frac{\Delta n_{\text{MnO}_4^-}}{-1} = \frac{\Delta n_{\text{Fe}^{2+}}}{-5} \rightarrow n_{\text{MnO}_4^-} \times 5 = n_{\text{Fe}^{2+}} \times 1$$

$$\underbrace{\left( V_{\text{disol. MnO}_4^-} \times [\text{MnO}_4^-] \right)}_{\text{mol MnO}_4^-} \times \underbrace{\frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-}}_{\text{relación de moles}} = \underbrace{\left( V_{\text{disol. Fe}^{2+}} \times [\text{Fe}^{2+}] \right)}_{\text{mol Fe}^{2+}}$$



# Electroquímica, Introducción

Dos ejemplos de posibles reacciones redox heterogéneas.



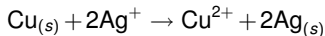
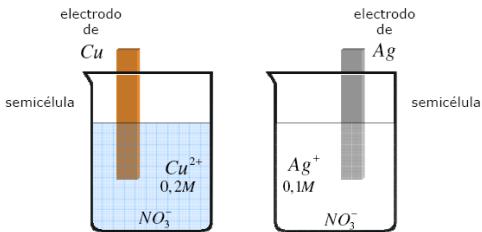
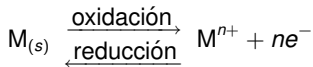
$\Delta G$



Potenciales de electrodos

# Semirreacciones

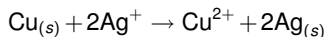
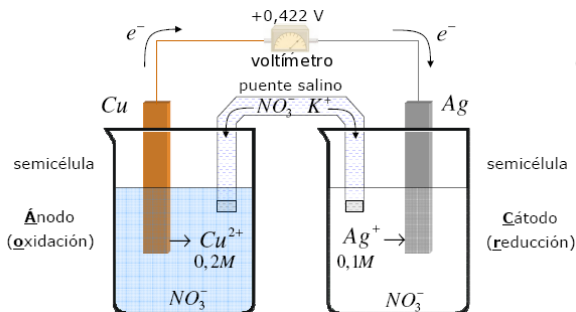
Un **electrodo**<sup>1</sup> es una pieza de metal (M) que sumergido en una disolución que contiene iones del propio metal ( $M^{n+}$ ) forma una **semicélula**.



- Reducción:  
 $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}$
- Oxidación:  
 $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

<sup>1</sup> A veces se llama electrodo a toda la semicélula.

# Semirreacciones

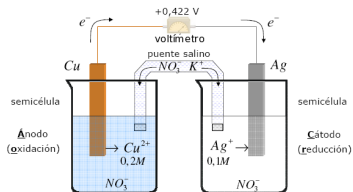
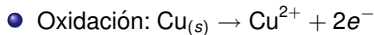
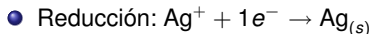
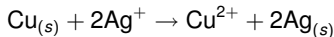


- Reducción:  
 $\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$
- Oxidación:  
 $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$

- Ánodo  $\rightsquigarrow$  Oxidación  $\rightsquigarrow$  Pérdida de e<sup>-</sup>.
- Cátodo  $\rightsquigarrow$  Reducción  $\rightsquigarrow$  Ganancia de e<sup>-</sup>.

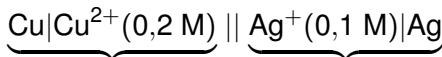
Esquema de la célula:  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}(0,2\text{ M})||\text{Ag}^+(0,1\text{ M})|\text{Ag}$

# Esquema de una célula



Separación entre  
dos fases

Separación entre  
dos fases

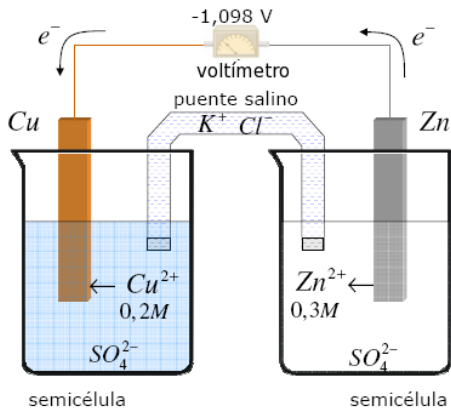


Izquierda  
Ánodo  
Oxidación

Puente  
salino

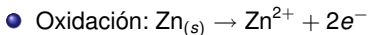
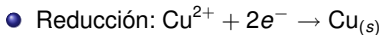
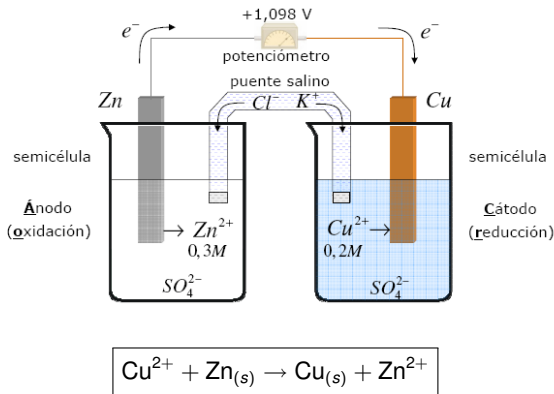
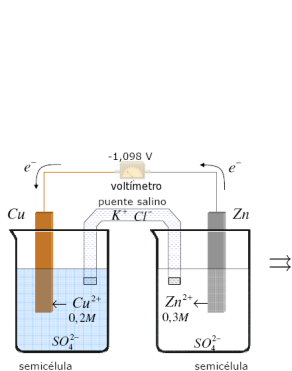
Derecha  
Cátodo  
Reducción

# Semirreacciones



- Reacción NO espontánea:  
 $\text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}_{(s)}$
- Reacción espontánea:  
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}$ 
  - Reducción:  
 $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
  - Oxidación:  
 $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

# Semirreacciones



# Potenciales de Electrodo

El voltaje medido en una célula electroquímica es la diferencia de potencial entre sus electrodos, o **fuerza electromotriz** (*fem*).

*Una dif. de potencial de 1 V indica que se realiza un trabajo de 1 J por cada 1 C de carga que pasa por el circuito eléctrico; o que hay suministrar una energía de 1 J para que pase 1 C de carga (según el convenio de signos).*  $1 \text{ J} = 1 \text{ V} \times 1 \text{ C}$ .

- Podríamos calcular la *fem* de células electroquímicas hipotéticas si conociésemos los potenciales de sus respectivos electrodos, por resta

$$E_{cel} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

- Problema:** No existe una escala absoluta de potenciales de electrodo.
- Solución:** Se define una escala arbitraria de potenciales de electrodo, por convenio internacional, por medio de:
  - asignar potencial cero a un electrodo concreto, el **electrodo estándar de hidrógeno** (EEH), y
  - elegir el signo de la *fem* de modo que a mayor valor del potencial mayor tendencia a reducirse (poder oxidante).

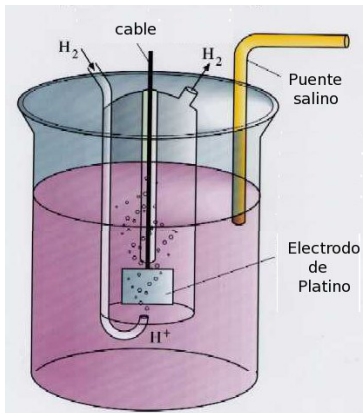
# Electrodo Estándar de Hidrógeno (EEH)

- **Electrodo de referencia:**  
Electrodo estándar de hidrógeno (EEH)

- **Reacción:**  
 $2H^+(1M) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g, 1bar)$

- **Esquema:**  
 $Pt|H_2(g, 1bar)|H^+(1M)$

- **Potencial de electrodo:**  
 $E_{H^+/H_2}^0 = 0 V.$



(suponemos que actividad de  $H^+ = 1 \approx [H^+] = 1 M$  y  $1 bar \approx 1 atm$ ).



## Potencial Estándar de Electrodo ( $E^0$ )

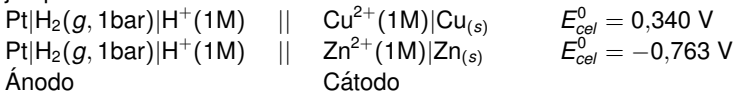
- Tendencia de un electrodo a generar un proceso de **reducción**.



- Las especies en disolución tienen actividad unidad (concentración 1 M) y los gases están a una presión de 1 bar (aprox. 1 atm).
- Cuando no se indica el metal del electrodo, se considera un electrodo inerte como el Pt.
- **Medida de  $E^0$ :**
  - Se construye una célula estándar (1 M, 1 bar).
  - Se mide su potencial frente a un EEH que suponemos actúa como ánodo.

$$E_{cel}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{EEH}^0 = E_{cátodo}^0$$

- Ejemplos:



# Potencial Estándar de Electrodo a 298 K ( $E^0$ V)

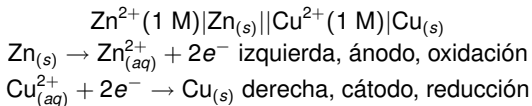
Reacción	$E^0/V$	Reacción	$E^0/V$
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2,87	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
$H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$	+1,78	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,13
$Mn^{3+} + e^- \rightarrow Mn^{2+}$	+1,51	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0,14
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51	$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$	-0,48
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1,36	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0$	-0,76
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,83
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,33	$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1,18
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1,23	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al^0$	-1,66
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	+1,09	$Na^+ + 1e^- \rightarrow Na^0$	-2,71
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	+0,96	$Li^+ + 1e^- \rightarrow Li^0$	-3,05
$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag^0$	+0,80		
$Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77		
$MnO_4^- + 2H_2O + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+0,60		
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0,54		
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	+0,34		
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	+0,15		
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00		

(Usar esta Tabla con precaución, puede contener errores)

## Potencial Estándar de una célula ( $E_{cel}^0$ )

$$\begin{aligned}
 E_{cel}^0 &= E^0(\text{derecha}) - E^0(\text{izquierda}) \\
 &= E^0(\text{cátodo}) - E^0(\text{ánodo}) \\
 &= E^0(\text{reducción}) - E^0(\text{oxidación})
 \end{aligned}$$

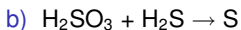
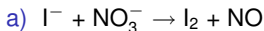
Ejemplo:



$$\begin{aligned}
 E_{cel}^0 &= E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \\
 &= 0,340\text{ V} - (-0,763\text{ V}) = 1,103\text{ V}
 \end{aligned}$$

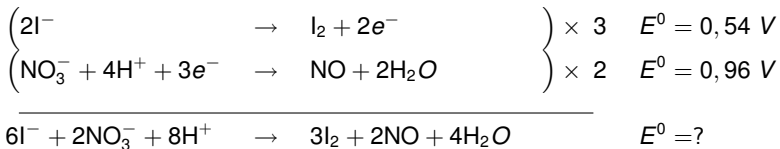
## Ejercicio 9.2

¿Cuáles de las siguientes reacciones se darán espontáneamente en medio ácido cuando reactivos y productos estén en **condiciones estándar a 298K**? Completa y ajusta las ecuaciones.



Datos adicionales:  $E^\circ(H_2SO_3, H^+/S) = 0,45 V$

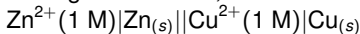
(a)



$$E_{cel}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,96 V - 0,54 V = 0,42 V$$

## Relación entre $E_{cel}$ y $\Delta G$

- Reacción en una pila voltaica  $\implies$  **trabajo eléctrico** ( $W_{elec}$ ):
  - $W_{elec}(J) = \text{carga}(C) \times \text{potencial}(V) = \Delta G$  (2)
  - La **carga** depende del número de  $e^-$  transferidos en la reacción. Por **ejemplo**: en la siguiente célula,



se intercambian  $2 e^-$ . Si se consume 1 mol de reactivo tendremos:

$$\begin{aligned} \text{carga (C)} &= 2(e^-) \times \text{carga de } 1 e^- \times N_A \text{ (n}^\circ \text{ de Avogadro)} \\ &= 2(e^-) \times (-1,6022 \cdot 10^{-19}\text{C}) \times 6,0221 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} \\ &= -2(e^-) \times 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

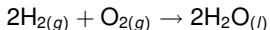
$$\text{carga (C)} = -n(e^-) \times F(\text{constante de Faraday})$$

- El **potencial** es  $E_{cel} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$  o  $E_{cel}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$
- $W_{elec}(J) = \text{carga}(C) \times \text{potencial}(V) = -n \cdot F \cdot E_{cel}$ .
- $\Delta G = -n \cdot F \cdot E_{cel}$  o  $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E_{cel}^0$

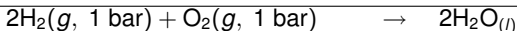
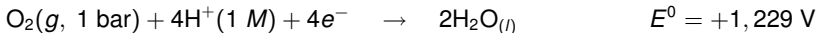
<sup>2</sup>Proceso reversible a P y T constantes.

## Ejemplo

La pila de combustible hidrógeno-oxígeno es una célula voltaica con la siguiente reacción neta:



Calcule  $E^0$  y  $\Delta G^0$  para esta reacción.



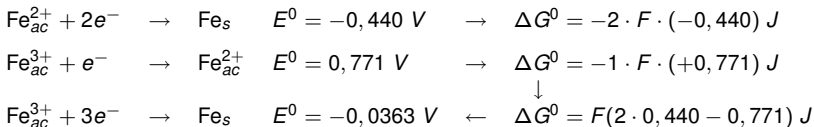
$$E_{cel}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 1,229 \text{ V} - 0,0 \text{ V} = 1,229 \text{ V}$$

$$\Delta G^0 = -nFE_{cel}^0 = -4 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 1,229 \text{ V} = -474320 \text{ J mol}^{-1} = -474,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- $E^0$  y  $E_{cel}^0$  son **magnitudes intensivas**, no dependen de la cantidad de sustancia:  
p.e.  $E_{cel}^0$  de  $4\text{H}_2(g, 1 \text{ bar}) + 2\text{O}_2(g, 1 \text{ bar}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(l)$  vale 1,229 V.
- $\Delta G$  y  $\Delta G^0$  son **magnitudes extensivas**, si dependen de la cantidad de sustancia:  
p.e.  $\Delta G^0$  de  $4\text{H}_2(g, 1 \text{ bar}) + 2\text{O}_2(g, 1 \text{ bar}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(l)$  vale  $-2 \cdot 474,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

## Combinación de semirreacciones

La ecuación  $\Delta G^0 = -nFE^0$  nos permite obtener potenciales estándar y energías libres de reacciones obtenidas como combinación de otras conocidas. Por ejemplo, la reacción:  $Fe_{ac}^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe_s$  puede obtenerse como suma de:



**Cuidado con las semirreacciones de oxidación.** El potencial estándar de la siguiente semirreacción  $Fe_s \rightarrow Fe_{ac}^{2+} + 2e^-$  es  $E^0 = -0,440 \text{ V}$  ya que los potenciales estándar siempre se refiere a la reducción.

Sin embargo, la variación de energía libre es:

$$\Delta G_{oxidación}^0 = -\Delta G_{reducción}^0 = -(-nFE^0) = 2 \cdot F \cdot (-0,440) \text{ J},$$

es decir la correspondiente a la reacción inversa a la reducción.

# Espontaneidad

$$\boxed{\Delta G = -n \cdot F \cdot E_{cel}} \quad \text{y} \quad \boxed{\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E_{cel}^0}$$

- Reacción (a P, T ctes) espontánea  $\implies \Delta G < 0 \implies E_{cel} > 0$ .
- $\Delta G < 0 \implies E_{cel} > 0 \implies$  espontánea (en unas condiciones de concentraciones y temperatura).
- $\Delta G > 0 \implies E_{cel} < 0 \implies$  espontánea la reacción inversa (en las mismas condiciones).

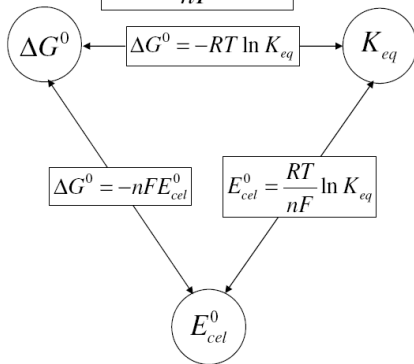


# Relación entre $E_{cel}$ , $\Delta G$ y $K_{eq}$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_{eq} \quad \Delta G^0 = -n F E_{cel}^0$$

$$-n F E_{cel}^0 = -RT \ln K_{eq}$$

$$E_{cel}^0 = \frac{RT}{nF} \ln K_{eq}$$



# Efecto de la concentración sobre el voltaje: Ecuación de Nernst

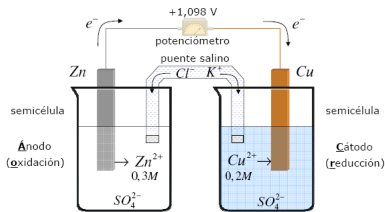
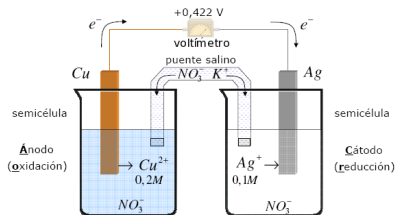
¿Cómo cambia el potencial con la concentración de los reactivos y productos?

$$\left. \begin{aligned} \Delta G &= \Delta G^0 + RT \ln Q \\ \Delta G &= -nFE_{cel} \\ \Delta G^0 &= -nFE_{cel}^0 \end{aligned} \right\} \begin{aligned} -nFE_{cel} &= -nFE_{cel}^0 + RT \ln Q \\ E_{cel} &= E_{cel}^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \end{aligned}$$

•  $T = 298,15 \text{ K} \rightarrow \frac{RT}{F} = \frac{8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K}}{96485 \text{ C mol}^{-1}} = 0,02569 \text{ V}$

$$E_{cel} = E_{cel}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{n} \ln Q = E_{cel}^0 - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

# Ejemplos I



$$\begin{aligned}
 E_{cel}^0 &= E_{Ag/Ag^+}^0 - E_{Cu/Cu^{2+}}^0 \\
 &= 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V} \\
 &0,460 \text{ V} \neq 0,422 \text{ V}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 E_{cel} &= E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Zn/Zn^{2+}}^0 \\
 &= 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V} \\
 &1,103 \text{ V} \neq 1,098 \text{ V}
 \end{aligned}$$

## Ejemplos II

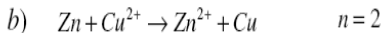
$$a) \quad Cu | Cu^{2+} (0,2M) || Ag^+ (0,1M) | Ag \quad E_{cel,298} = +0,422V \quad E_{cel,298}^0 = +0,460V$$

$$b) \quad Zn | Zn^{2+} (0,3M) || Cu^{2+} (0,2M) | Cu \quad E_{cel,298} = +1,098V \quad E_{cel,298}^0 = +1,103V$$



$$E_{cel,298} = 0,460V - \frac{0,02569V}{2} \ln \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2} = 0,460V - \frac{0,02569V}{2} \ln \frac{0,2}{0,1^2}$$

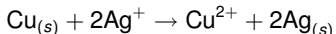
$$= 0,460V - 0,038V = 0,422V$$



$$E_{cel,298} = 1,103V - \frac{0,02569V}{2} \ln \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = 1,103V - \frac{0,02569V}{2} \ln \frac{0,3}{0,2}$$

$$= 1,103V - 0,005V = 1,098V$$

## Ejemplos III



$$E_{\text{Ag}/\text{Ag}^+} = E_{\text{Ag}/\text{Ag}^+}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{1} \ln \frac{1}{0,1} = 0,7408 \text{ V}$$

$$E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{2} \ln \frac{1}{0,2} = 0,3193 \text{ V}$$

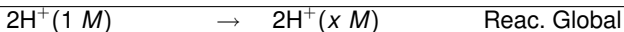
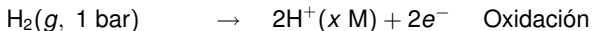
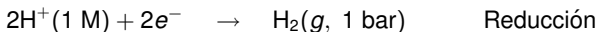
$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,7408 \text{ V} - 0,3193 \text{ V} = 0,4215 \text{ V}$$

$$E_{\text{cel}} = \left( E_{\text{Ag}/\text{Ag}^+}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{1} \ln \frac{1}{0,1} \right) - \left( E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{2} \ln \frac{1}{0,2} \right)$$

$$= E_{\text{Ag}/\text{Ag}^+}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{2} \ln \frac{1}{0,1^2} - E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{2} \ln \frac{0,2}{1}$$

$$= E_{\text{Ag}/\text{Ag}^+}^0 - E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - \frac{0,02569 \text{ V}}{2} \ln \frac{0,2}{0,1^2}$$

## Células de concentración



$$E_{cel} = E_{cel}^0 - \frac{0,0592 \text{ V}}{2} \log \frac{x^2}{1^2} = -0,0592 \log x = 0,0592 \text{ pH (V)}$$

$$E_{cel} = 0,0592 \text{ pH (V)}$$

¿Para qué puede servir?

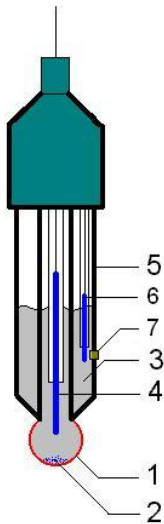
# Electrodo de vidrio

Un electrodo para medir el pH suele ser una combinación de un electrodo de vidrio y uno de referencia en una sola pieza.

Esquema de un electrodo de vidrio para medir el pH:

1. Parte sensible del electrodo, bulbo de vidrio específico.
2. Precipitado de AgCl para mantener la disolución saturada.
3. Disolución 0,1 M de HCl.
4. Electrodo interno: alambre de Ag recubierto de  $AgCl_{(s)}$ .
5. Cuerpo del electrodo de vidrio o plástico.
6. Electrodo de referencia de Cloruro de plata o de calomelanos.
7. Unión porosa con la disolución a estudiar.

[http://en.wikipedia.org/wiki/Glass\\_electrode](http://en.wikipedia.org/wiki/Glass_electrode)



# Referencias

- R. H. Petrucci, W. S. Harwood, F. G. Herring, Química General, 8a edición, (Prentice Hall, Madrid, 2003). <http://biblos.uam.es/>
- Página docente del Prof. Luis Seijo, <http://www.uam.es/departamentos/ciencias/quimica//aimp/luis/Docencia/QB/index.html>