Equilibrios Redox

- Generalidades
- El Concepto de Estado de oxidación
- Balanceo de Ecuaciones Redox
- El Concepto de Celda Electroquímica

Estado de Oxidación

- Estado de oxidación (o número de oxidación) esta relacionado con el número de electrones que un átomo pierde o gana cuando se une a otros átomos en los compuestos

- Situación limite en que los electrones se han transferido completamente al átomo mas electronegativo del enlace

- **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

Ejemplo: NaCl

Na^+ y Cl^-



+1 -1

Reglas Para La Asignación de Estados de Oxidación

1. Los átomos individuales y los elementos libres (sin combinar) tienen un número de oxidación igual a cero.

$$Na, Be, K, Pb, H_2, O_2, P_4 = 0$$

2. En iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion

$$Li^+, Li = +1;$$
$$Fe^{3+}, Fe = +3;$$
$$O^{2-}, O = -2$$

3. El número de oxidación del oxígeno es por lo general -2. En peróxidos como el H_2O_2 y O_2^{-2} es -1.

Reglas Para La Asignación de Estados de Oxidación

3. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula o en un ión es igual a la carga de la molécula o del ión.

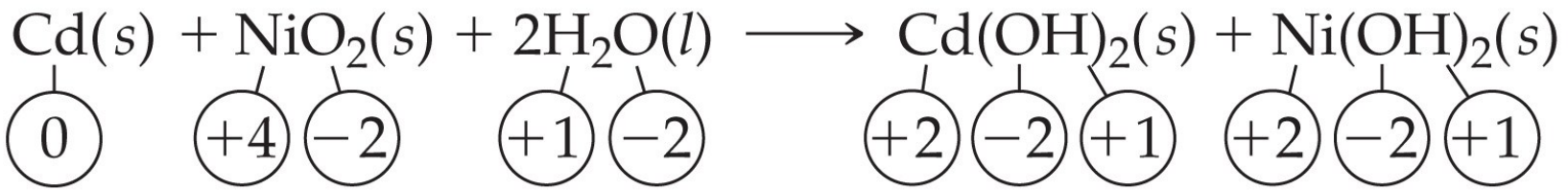
Ejemplo: La suma de los e.o. de todos los atomos en $MgCl_2$ es cero

Ejemplo: La suma de los e.o. de todos los atomos en MnO_4^- es -1

4. Los metales del grupo 1 tienen +1, los metales del 2 tienen +2 y el del flúor es siempre -1.

5. El número de oxidación del hidrógeno es +1 excepto cuando esto es vinculado a metales en compuestos binarios. En estos casos, su número de oxidación es -1.

Ejemplos



Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

¿Cuáles son los números de oxidación de todos los átomos en el HCO_3^-?

O = -2 H = +1 C = ?

HCO_3^-

$1 + x + 3(-2) = -1$

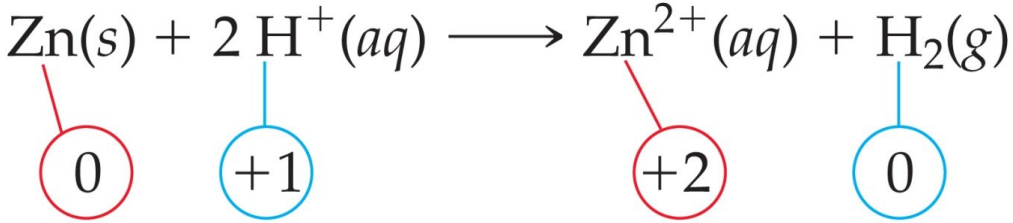
$x = +4$

Oxidación y Reducción

- Reacción redox → **Transferencia de electrones**
- Reactante pierde electrones → **OXIDACIÓN**
- Reactante gana electrones → **REDUCCIÓN**

Número de electrones que pierde la especie que se oxida = *Número de electrones que gana la especie que se reduce*

- Especie que se **OXIDA** → **AGENTE REDUCTOR**
- Especie que se **REDUCE** → **AGENTE OXIDANTE**



Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

Oxidación y Reducción

$$Cu_{(s)} + 2\,Ag^{+}_{(ac)} \longrightarrow Cu^{+2}_{(ac)} + 2\,Ag_{(s)}$$

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\,CO_{(g)} \longrightarrow 2\,Fe_{(s)} + 3\,CO_{2(g)}$$

Determine el estado de oxidación de las siguientes especies:

$Cr_2O_7^{2-}$

ClO_4^-

UO_2^{2+}

Semirreacciones Redox

$$Cu_{(s)} + 2\,Ag^{+}_{(ac)} \longrightarrow Cu^{+2}_{(ac)} + 2\,Ag_{(s)}$$

- Una reacción de transferencia de electrones (redox) puede simplificarse en 2 semirreacciones que transcurren simultaneamente

semirreacción de reducción $Ag^{+} + e^{-} \longrightarrow Ag$

semirreacción de oxidación $Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^{-}$

Ajustes de Reacciones Redox: Método del Ión-Electrón

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 éstas tuviesen lugar en medio ácido, con la ayuda de H^+ y de H_2O.

    1. Ajustar los átomos que no sean H ni O
    2. Ajustar los O, utilizando H_2O
    3. Ajustar los H, utilizando H^+
    4. Ajustar la carga utilizando e^-

Ajustes de Reacciones Redox: Método del Ión-Electrón

4. Sumar las semirreacciones ponderadas de modo que se equilibre el número de electrones. Los H^+ y H_2O auxiliares se eliminarán automáticamente en este paso.

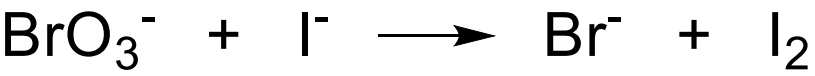
5. Completar la reacción con los compuestos o iones que no participan en las oxidaciones y reducciones.

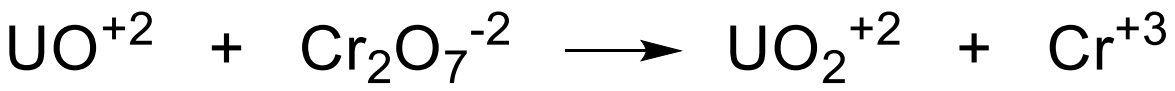
6. Obtener los compuestos que se habían disociado en iones en el paso 1. a partir de esos mismos iones

Ajustes de Reacciones Redox

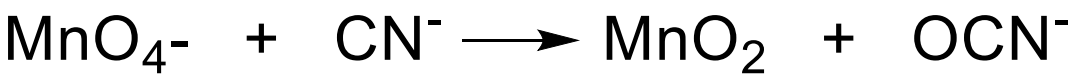
$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow O_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Escriba la ecuación balanceada en medio ácido e indique cuantos electrones se transfieren en la reacción:





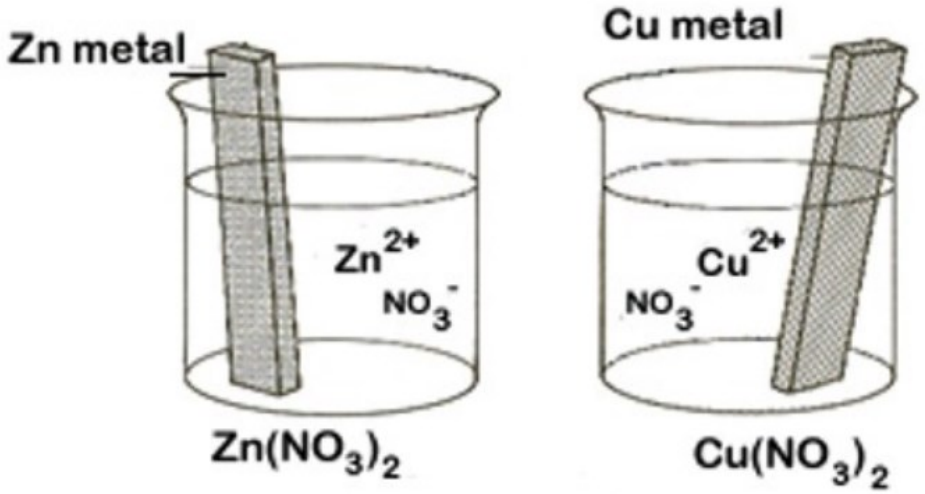
Escriba la siguiente reacción redox en medio básico:



Celdas Electroquímicas

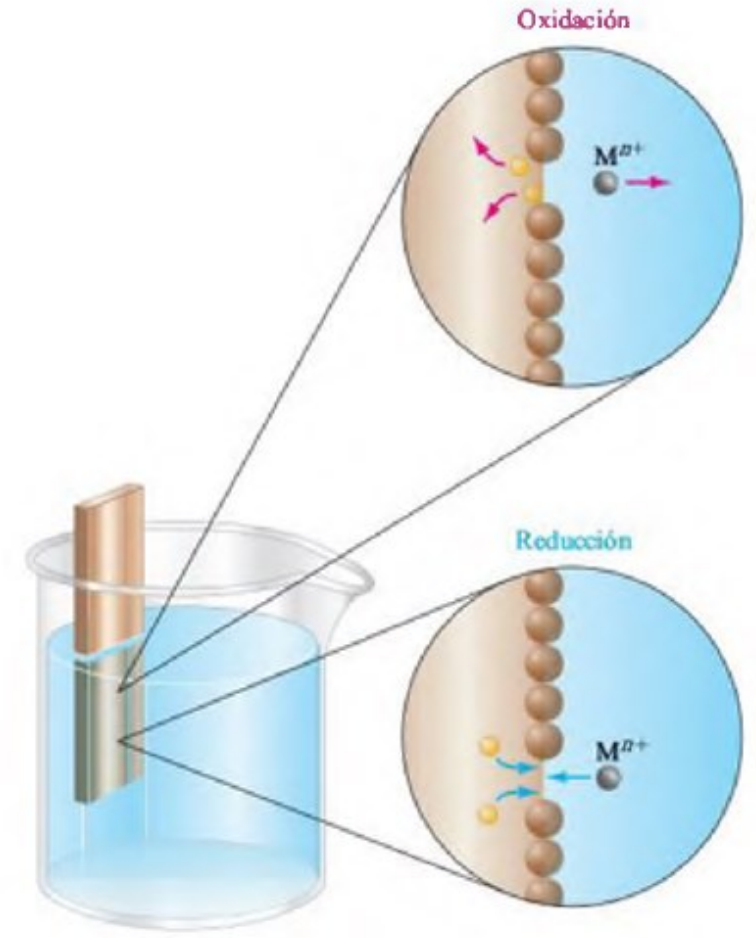
- En electroquímica se llama electrodo a una pieza de metal (M)

- Un electrodo sumergido en una disolución que contiene iones del mismo metal (M^{n+}) se llama una semicelda



1. Un ion M^{n+} puede colisionar con el electrodo, tomar electrones y *reducirse* a M

2. Un átomo M de la superficie del electrodo puede ceder electrones e incorporarse a la solución. *Se oxida*



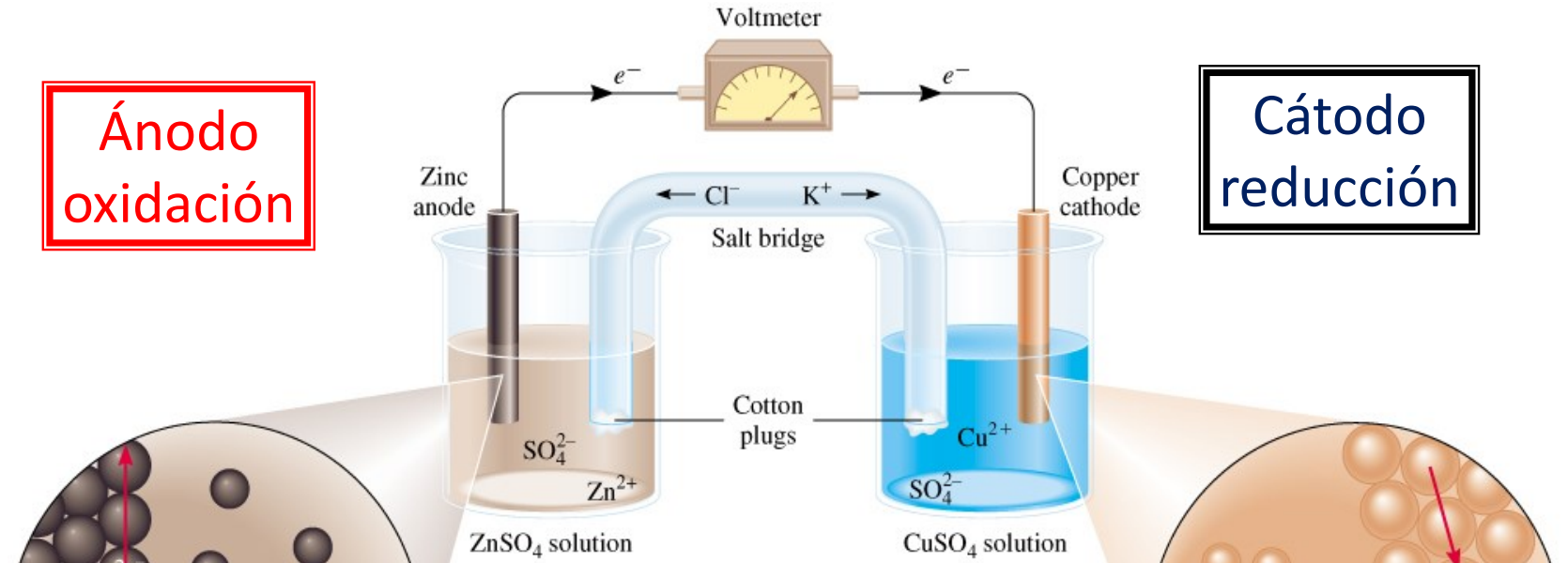
$$M\,(s) \rightleftharpoons M^{n+}\,(ac) + ne^-$$

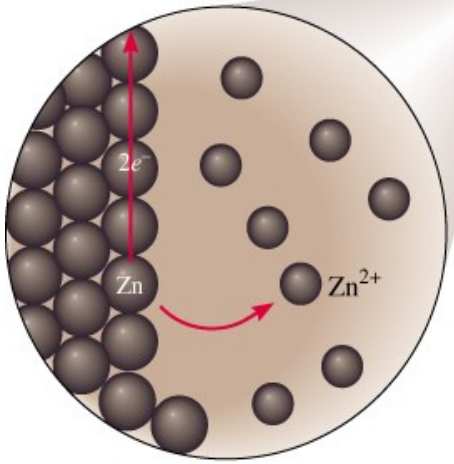
- Para una semicelda aislada, este equilibrio es extremadamente pequeño. Sin embargo, esto puede ser medido para dos semiceldas con dos electrodos diferentes

Celdas Electroquímicas o Celdas Galvánicas

Ánodo oxidación

Cátodo reducción

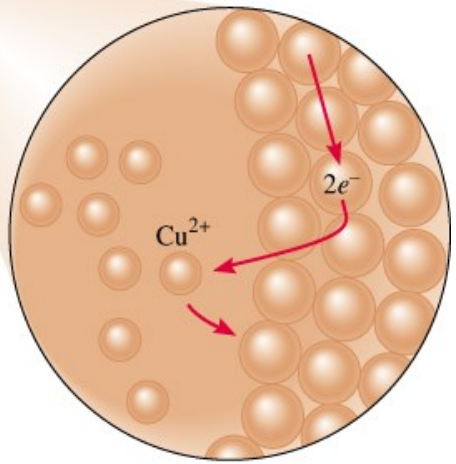




Zn is oxidized to Zn^{2+} at anode.

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$$

Reacción redox espontánea



Cu^{2+} is reduced to Cu at cathode.

$$2e^- + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Cu(s)$$

Net reaction

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

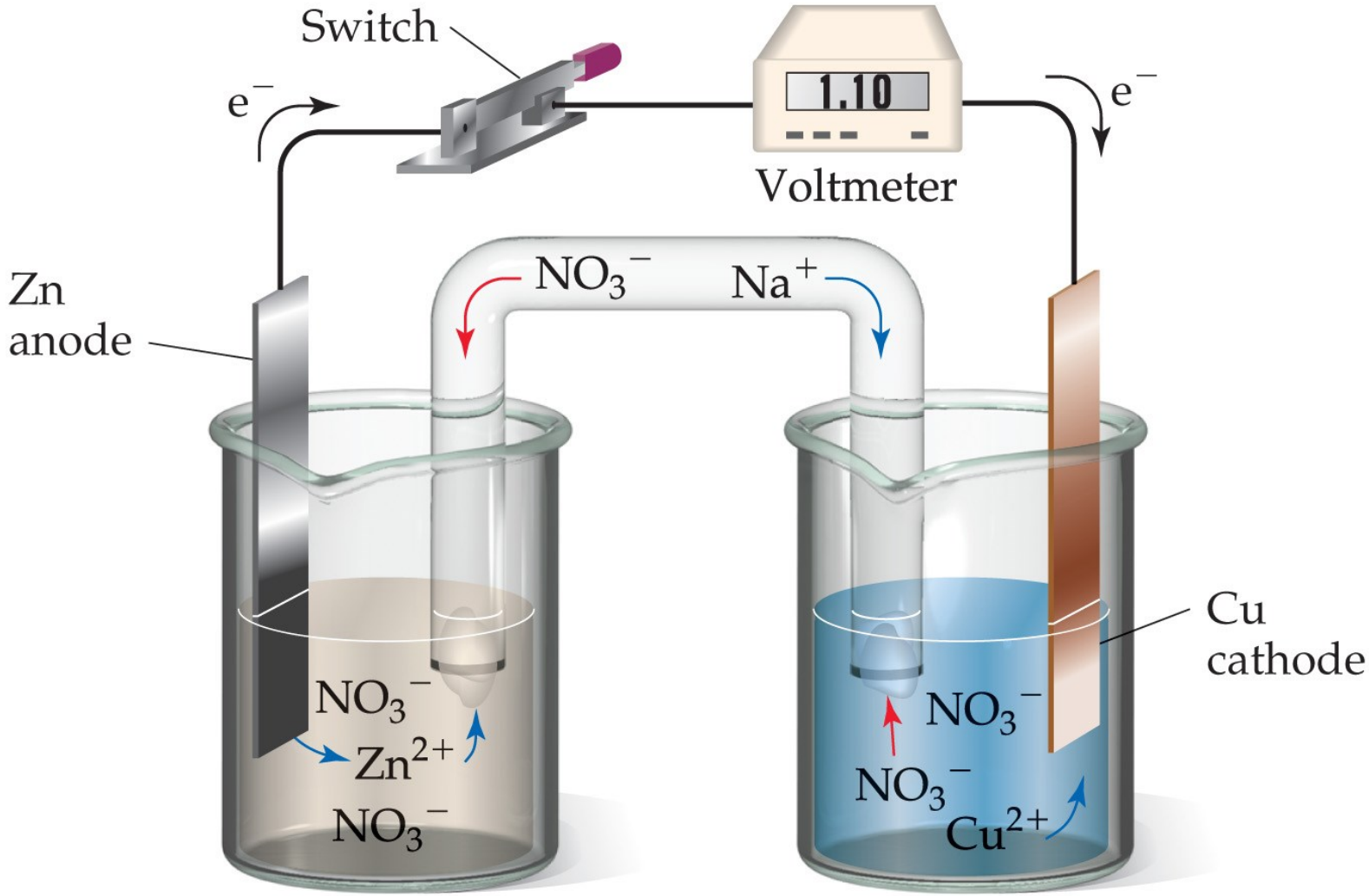
Estos son lo cambios que tienen lugar

- Los átomos de Zn se incorporan a la solución como iones Zn^{2+}, dejando electrones sobre el electrodo de Zn (el ánodo)

- Los electrones cedidos por el Zn pasan a través del cable, son medidos por el voltímetro, y llegan al electrodo de Cu (el cátodo). Aquí, los iones Cu^{2+} adquieren estos electrones y se depositan como Cu metálico

- Los aniones Cl^- del puente salino se mueven hacia la semicelda de Zn para neutralizar la carga positiva debida al exceso de iones Zn^{2+}

- Los cationes K^+ del puente salino se mueven hacia la semicelda de Cu para neutralizar la carga negativa debida al exceso de iones SO_4^{2-}



$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \qquad Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$$

Movement of cations

Movement of anions

Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ ánodo

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ cátodo

En forma convencional una pila se representa por el diagrama de pila; para la recién descrita reacción:

$Zn(s) / Zn^{2+}(1M) // Cu^{2+}(1M) / Cu(s)$

ánodo **cátodo**

Bibliografía

- Petrucci, R. Química general: principios y aplicaciones modernas. (2011) 10ª Ed. Capitulo 20. “Electroquímica”