

Apunte 8: Reacciones de oxidación-reducción, Potencial estándar

Dra. Susana Montecinos (dmonteci@exa.unicen.edu.ar)

Reacciones REDOX (de óxido-reducción)

Ej: $2 \text{Mg(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{MgO(s)}$

Los átomos de Mg del magnesio sólido pierden e^- para formar iones Mg^{+2} y los átomos de O del oxígeno molecular ganan e^- para formar iones O^{-2} .

La pérdida de electrones de una especie a otra se reconoce como el fenómeno esencial en una oxidación.

Oxidación: Pérdida de electrones \rightarrow aumenta la carga

Reducción: Un átomo gana electrones de otra especie \rightarrow disminuye la carga

Siempre que una especie se oxida otra especie debe ser reducida.

Para seguir la ruta de los electrones se debe asignar un “*número de oxidación*” a cada elemento. El *número de oxidación* se define de tal manera que:

Oxidación corresponde a un aumento en el número de oxidación.

Reducción corresponde a una disminución en el número de oxidación.

Una *reacción redox* es cualquier reacción en la cual hay cambios en los números de oxidación.

Número de oxidación de elementos:

- el número de oxidación de un elemento no combinado con otros elementos es cero.
- la suma de los números de oxidación de todos los átomos en una especie es igual a la carga total.

Número de oxidación de los elementos en los compuestos:

- el número de oxidación del hidrógeno es +1 en combinación con no-metales y -1 en combinación con metales.
- el número de oxidación de los elementos de los grupos 1 y 2 es igual a su número de grupo.
- el número de oxidación de los halógenos es -1, salvo que estén en combinación con oxígeno u otro halógeno más alto en el grupo. El número de oxidación del fluoruro es siempre -1.
- el número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de sus compuestos, salvo en fluoruros, como peróxidos, superóxidos y ozónidos.

Agente oxidante: Especie que causa la oxidación. El agente oxidante contiene un elemento que sufre una disminución de su número de oxidación. Pueden ser elementos, iones o sustancias compuestas.

Agente reductor: Especie que causa la reducción. El agente oxidante suministra electrones a la especie que se reduce. Aumenta su número de oxidación. Pueden ser elementos, iones o sustancias compuestas.

Equilibrio de ecuaciones redox simples

La carga total de los reactivos debe ser la misma que la carga total de los productos. Por lo tanto, cuando se equilibra la ecuación química de una reacción redox, se debe equilibrar las cargas así como los átomos.

- Igualación de ecuaciones redox complicadas:

- 1.- Identificar las especies que se oxidan y que se reducen a partir de los cambios en sus números de oxidación.
- 2.- Escribir las dos ecuaciones esquemáticas (no igualadas) para las hemirreacciones de oxidación y reducción.
- 3.- Igualar todos los elementos de las hemirreacciones, excepto O e H.
- 4.- En solución ácida, iguale los O utilizando H_2O , y luego los H agregando H^+ . En solución básica, iguale los O utilizando H_2O , luego iguale los H agregando H_2O del lado de la reacción que necesita H, y OH^- del otro lado.
- 5.- Balancear las cargas agregando e^- .
- 6.- Igualar la cantidad de e^- de ambas hemirreacciones multiplicando por el factor común, y sumar ambas de manera de que se cancelen los electrones.

Potencial estándar

En condiciones estándar (todos los solutos presentes en 1 M y todos los gases a 1 bar) cada electrodo tiene una contribución característica que llamamos su potencial estándar, E^0 , que es la medida de la fuerza ejercida sobre los electrones por un electrodo sólo.

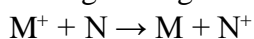
E^0 generalmente se expresa como el potencial de reducción $\rightarrow E^0(M^+/M)$

Si $E^0(M^+/M)$ es positivo es oxidante (él se reduce), si es negativo es reductor (él se oxida).

Si comparo distintos metales, el que tiene mayor facilidad de reducción (se reduce más fácil) es el que tiene el potencial de reducción mayor. El que tiene mayor facilidad de oxidación (se oxida más fácil) es el que tiene el potencial de reducción menor.

El más oxidante es el que se reduce más fácil, y el más reductor es el que se oxida más fácil.

Si tengo la siguiente reacción:



Forma 1: $\Delta E^0_{\text{celda}} = E^0(M^+/M) + E^0(N/N^+)$ (tal como ocurren las reacciones)

Forma 2: $\Delta E^0_{\text{celda}} = E^0(\text{cátodo}) - E^0(\text{ánodo})$ (expresados como potencial de reducción)

El cátodo es donde ocurre la reducción y el ánodo es donde ocurre la oxidación

(consonante-consonante y vocal-vocal).

Si $\Delta E^0_{\text{celda}} > 0$ la reacción es espontánea en condiciones estándar

Métodos de protección de la corrosión:

- Ánodo de sacrificio
- recubrimientos (ej: galvanizado)