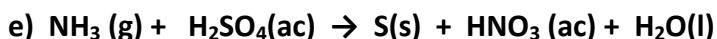
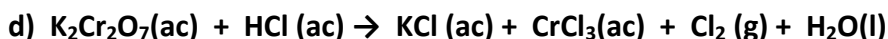
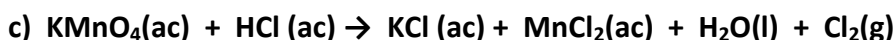
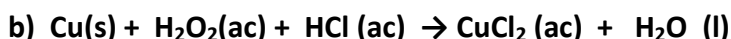
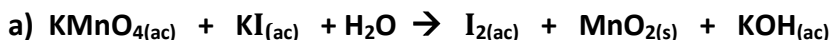




Repartido de ejercicios y problemas: OXIDACION - REDUCCIÓN

Igualar las siguientes ecuaciones de oxidación reducción por el método del número de oxidación, indicando la especie que se oxida y la que se reduce. Identifique agente oxidante y agente reductor en cada caso.



ALGUNOS EJEMPLOS COTIDIANOS DE PROCESOS REDOX

En los siguientes ejemplos iguala las ecuaciones e identifica agente oxidante y agente reductor.



Celdas Galvánicas

Una celda galvánica se forma con:

- Metal #1
- Metal #2
- Puente de sal

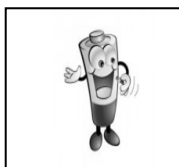
1) BATERIAS.

Las **celdas voltaicas o galvánicas** son dispositivos experimentales donde las reacciones de oxidación reducción espontáneas producen energía eléctrica. Las dos semirreacciones se producen en electrodos, que están separados para que la transferencia de electrones tenga lugar a través de un circuito externo y así se obtiene energía eléctrica útil. Los conecta una sustancia que conduce la corriente eléctrica (electrolito). Estos

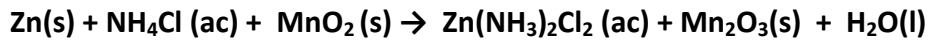
dispositivos se denominan así en honor a los científicos Luigi Galvani y Alessandro Volta quienes desarrollaron las primeras celdas de este tipo.

Hoy día, las celdas voltaicas comerciales se conocen con el nombre de baterías o pilas, de distintos tipos, tamaños y formas que producen distintos voltajes para usar en dispositivos diversos.

a) **Pilas secas y pilas alcalinas** – son las pilas comunes que se utilizan en linternas,



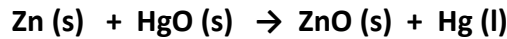
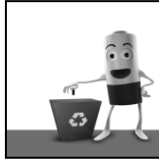
radios, juguetes, etc. La cubierta de zinc es el polo negativo y el polo positivo es grafito impregnado en MnO_2 y NH_4Cl . La siguiente ecuación representa el proceso redox que produce la energía eléctrica dentro de la pila seca común.



La solución de NH_4Cl cumple la función de electrolito. Las pilas alcalinas son más caras, pero duran más que las pilas secas. El proceso redox es similar sólo que se usa como electrolito NaOH o KOH que son alcalinos en lugar de NH_4Cl que es una sal ácida, y los productos son otros.

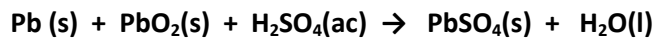
b) **Pilas de mercurio** – Se utilizan mucho en medicina y en la industria electrónica. Son útiles en marcapasos cardíacos, calculadoras, cámaras, relojes, etc. Son alcalinas ya que

se usa un electrolito alcalino. El proceso redox se puede representar como:

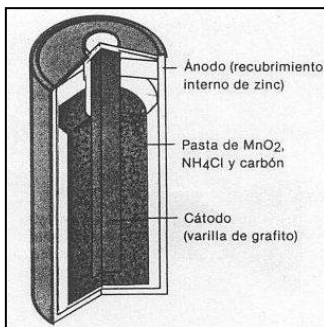


Estas baterías son muy usadas, pero su desecho da lugar a problemas ambientales, ya que el mercurio y sus compuestos son venenosos. Por eso deben reciclarse para recuperar el metal al final de su vida útil.

c) **Baterías de automóvil (acumuladores de plomo)** – Este tipo de batería puede producir una corriente inicial alta, característica fundamental para encender el motor de un auto. La sustancia que actúa como electrolito es una solución de ácido sulfúrico.



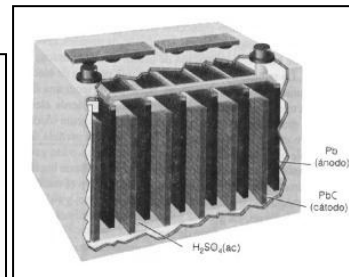
Estas baterías son recargables; se debe suministrar energía eléctrica para invertir el proceso redox.



pila seca



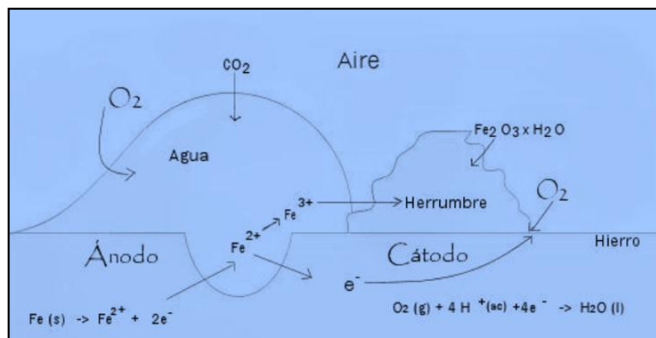
pila de mercurio



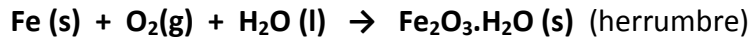
batería de automóvil

2) CORROSIÓN.

La corrosión es el término con que se hace referencia a la oxidación no deseada de los metales. Reduce la vida útil de edificios, puentes, automóviles, objetos de hierro, etc.



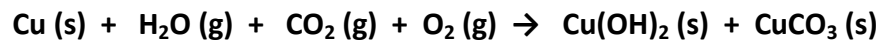
a) El hierro se oxida con el dióxígeno del aire en presencia de agua la cual actúa como electrolito. El proceso es muy complejo pero se puede representar como:



El compuesto formado es el responsable del color rojizo del hierro oxidado

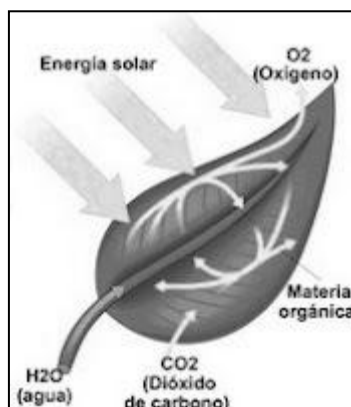
El agua es mucho más conductora cuando tiene iones disueltos, y la formación de óxido se acelera. Esa es una razón por la cual el hierro se oxida más rápido en zonas costeras debido a las sales marinas. Para proteger el hierro se lo pinta o se lo recubre con una lámina de otro metal que se oxida más fácilmente y ese óxido del metal impide que el hierro se oxide. Este método se conoce con el nombre de galvanizado. La tendencia del hierro a oxidarse disminuye en forma considerable al alearse con otros metales. Por ejemplo, en el acero inoxidable, que es una aleación de hierro y cromo, la capa de óxido de cromo que se forma protege al hierro de la corrosión.

- b) Otro ejemplo de corrosión es el color verde azulado que recubre las estatuas en las ciudades. Se debe a una capa de sales de cobre llamada patina producto de la corrosión del cobre. Por ejemplo, en presencia del CO_2 de la atmósfera, el cobre se oxida formándose carbonato de cobre que es una sustancia verde que protege al metal de continuar oxidándose.



La patina de la Estatua de la libertad es principalmente $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$ de color azulado que la ha protegido durante 100 años; el grosor del cobre ha adelgazado sólo 4%. Pero la lluvia ácida parece estar cambiando la patina que no se adhiere tan firmemente a la superficie del cobre lo que puede dar como resultado el aumento de la corrosión.

3) PROCESOS BIOLÓGICOS .



La fuente de energía que utilizan la mayoría de las formas de vida sobre nuestro planeta es el Sol. Ciertos organismos como los vegetales y las algas, captan la energía luminosa y la utilizan para transformar el CO_2 en azúcares. Este proceso se denomina fotosíntesis.



A través de este proceso la energía radiante del Sol se almacena como energía química en las plantas. Los animales ingieren estas plantas, para elaborar sus propias moléculas (biomoléculas) donde queda

almacenada esta energía.