

L'energia i els sistemes vivents

Del llibre *Biología de los Microorganismos* de Thomas D. Brock

La capacidad de utilizar y transformar energía es una de las propiedades más fundamentales de los sistemas vivientes. La energía se presenta en diversas formas. La energía *mecánica* se desarrolla, por ejemplo, durante la locomoción de las células, el batido de flagelos y cilios, las corrientes citoplasmáticas, el movimiento y reorganización de estructuras intracelulares tales como mitocondrios y cloroplastos, y la alteración de la forma celular.

La energía *eléctrica* se produce cuando los electrones se mueven de un lugar a otro; se expresa normalmente como un flujo de corriente entre dos puntos debido a diferencias de potencial. Todos los organismos vivos producen energía eléctrica como una parte esencial de su actividad celular.

La energía *electromagnética* se produce en la forma de *radiaciones*, y en biología la de mayor importancia es la de la luz visible o casi visible, como las radiaciones del sol. La luz es la fuente primaria de energía de los organismos fotosintéticos, y puede ser utilizada también para diversas funciones por muchos organismos no fotosintéticos. Algunos organismos, denominados *bioluminiscentes*, producen energía lumínica. La energía *química* es la que puede ser liberada a partir de compuestos orgánicos o inorgánicos por reacciones químicas, y constituye la fuente primaria de energía de los organismos no fotosintéticos. Las células también almacenan energía química en forma de diversas sustancias de reserva; esta energía puede ser liberada más tarde. La energía *térmica* o calor es la energía debida a la agitación molecular. Cuanto más rápidamente se mueven las moléculas de un sistema, más caliente se encuentra éste. Todos los organismos producen calor como parte de sus procesos normales de transformación de energía.

Puesto que el calor no puede ser utilizado como fuente primaria de energía por los organismos vivos, la energía liberada por un organismo como calor representa una energía perdida. La energía *atómica* está contenida dentro de la estructura de los mismos átomos y es liberada en forma de radiaciones atómicas. No es utilizable por los organismos vivos, sino que, al contrario, puede causarles daño. La energía puede transformarse de una forma en otra, pero no puede ser creada ni destruida. Puede expresarse con varios tipos de unidades, pero, como todas las formas de energía son interconvertibles, podría utilizarse una misma unidad para todas ellas. En biología, la más comúnmente utilizada es la caloría (cal), una unidad de calor. Una caloría se define como la cantidad de energía (o calor) necesaria para elevar la temperatura de un gramo agua en 1°C. Una kilocaloría (kcal) es igual a 1000 calorías.

El valor calórico de los alimentos suele darse en kilocalorías, y las «calorías» que cuentan las personas que intentan controlar su peso son kilocalorías.

El contenido calórico (contenido energético) de un alimento se mide quemando una cantidad conocida del alimento en cuestión en un aparato especial llamado *calorímetro de bomba*, y midiendo la elevación de la temperatura del calorímetro.

La conversión de la energía es una propiedad importante de los organismos vivos y mientras un organismo está en funcionamiento se están produciendo tales conversiones. Pero como la conversión de energía de una forma a otra nunca es completamente eficiente, siempre se pierde algo de energía en forma de calor.

REACCIONES DE OXIDORREDUCCIÓN La fuente primaria de energía de muchos organismos es la energía química aportada por los compuestos orgánicos o inorgánicos.

Trataremos ahora algunos aspectos de la utilización, por los organismos vivos, de los compuestos orgánicos como fuentes de energía. Emplear una sustancia química como fuente de energía implica siempre lo que se denomina una *reacción de oxidorreducción*; la fuente de energía queda oxidada, mientras que otra sustancia queda reducida. Aunque en algunas reacciones de oxidorreducción participa el oxígeno, en muchas otras no lo hace; la base real de una reacción de oxidorreducción no es la transferencia de oxígeno, sino la de electrones. Por ejemplo, cuando el hierro *ferroso* pierde un electrón,



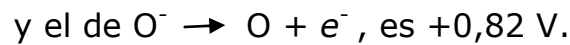
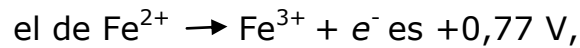
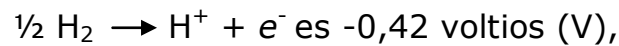
queda oxidado y se convierte en hierro *férrico*. Sin embargo, por sí misma esta reacción no ocurriría ya que se necesita un *aceptor de electrones* para tomar el electrón.

El oxígeno puede funcionar como aceptor de electrones,

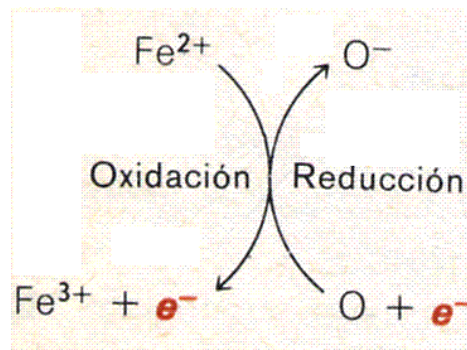


como resultado de lo cual queda cargado negativamente y se dice que está *reducido*. Vemos así que en las reacciones de oxidorreducción debemos considerar dos reactantes, uno de los cuales sirve como *donador de electrones*, quedando oxidado, y el otro como *aceptor de electrones*, quedando reducido. En términos energéticos, el donador de electrones es también una *fuentes de energía*, mientras que el aceptor de electrones no lo es, aunque resulta esencial para la reacción acoplada. Una vez oxidado el donador de electrones, normalmente ya no es una fuente energética, pero puede servir como aceptor de electrones. Las sustancias químicas varían en su tendencia para dar electrones y quedar oxidadas. Es conveniente expresar esta tendencia de un compuesto a dar electrones como su «potencial de oxidorreducción», que se

mide eléctricamente en relación con una sustancia tipo, normalmente el hidrógeno (H₂). Cuanto más reducido está el material, más energía contiene y mayor es la tendencia que tiene a donar electrones. El potencial de oxidorreducción de



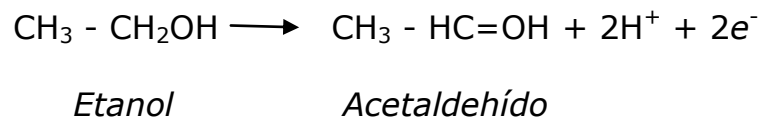
En principio, una sustancia de menor potencial de oxidorreducción puede donar electrones a cualquier sustancia más oxidada que ella, y recibirlos de cualquier sustancia más reducida. Por tanto, la mayoría de los materiales pueden ser donadores de electrones (reductores) o aceptores de electrones (oxidantes), según los materiales con los que reaccione. El término oxidorreducción se abrevia a menudo como «redox» para utilizarlo en frases como «potencial redox» o «reacción redox».



Ejemplo de una reacción de oxidorreducción. La liberación de un electrón de una sustancia (oxidación) depende de la presencia de otra sustancia que acepte ese mismo electrón (reducción).

Muchos colorantes sufren cambios de color cuando están oxidados o reducidos. Por ejemplo, el azul de metileno tiene color cuando está oxidado y es incoloro cuando está reducido. Si se añade este colorante a una suspensión celular que está convirtiendo energía activamente, los electrones pueden ser transferidos a él, y su color desaparece. Este es uno de los ejemplos más espectaculares de una reacción de oxidorreducción. Algunos colorantes son incoloros cuando están oxidados y coloreados cuando están reducidos, como los tetrazolios. Los diversos colorantes tienen diferentes potenciales de oxidorreducción y pueden utilizarse en serie para medir el potencial de oxidorreducción de un sistema. Esto se hace determinando qué colorante de la serie queda oxidado y cuál queda reducido cuando son añadidos al sistema. Los colorantes indicadores de redox se añaden ocasionalmente a medios de cultivo para indicar de forma aproximada el potencial redox del medio y cualquier cambio producido por el crecimiento microbiano.

Muchas reacciones de transferencia de electrones en los organismos están acompañadas por la transferencia de hidrógeno. Por ejemplo, en la oxidación del etanol a acetaldehído,



son retirados del etanol dos átomos de hidrógeno, y por esta razón la reacción se denomina *deshidrogenación* (se dice que el etanol se ha deshidrogenado). Puesto que también son retirados dos electrones, el etanol es oxidado. Toda deshidrogenación es también una oxidación, y el etanol (el donador de hidrógeno) es, por tanto, también un donador de electrones.

Los átomos de hidrógeno liberados son transferidos a un aceptor (denominado *aceptor de hidrógeno*), que aceptará los átomos de hidrógeno sólo si ha recibido también electrones, siendo por tanto el aceptor de hidrógeno también un aceptor de electrones. Por ejemplo, cuando el oxígeno acepta dos electrones y un átomo de hidrógeno queda convertido en el radical hidroxilo:

