

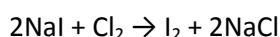
Oxidación y reducción

Las reacciones químicas son transformaciones de energía: la energía almacenada en los enlaces químicos se transfiere a otros enlaces químicos recién formados, desplazándose en estas transferencias, los electrones de un nivel de energía a otro.

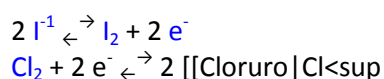
-En muchas reacciones, los electrones pasan de un átomo o molécula a otro. Estas reacciones, que son de gran importancia en los sistemas vivos, se conocen como de **oxidación-reducción o redox**.

La **oxidación** es una **reacción química** donde un **metal** o un **no metal** cede **electrones**, y por tanto aumenta su **estado de oxidación**. La **reacción química** opuesta a la oxidación se conoce como **reducción**, es decir cuando una especie química acepta **electrones**. Estas dos reacciones siempre se dan juntas, es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede **electrones** y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones **redox**. La propia **vida** es un fenómeno redox. El **oxígeno** es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y sin embargo es muy **electronegativo**, casi como el **flúor**.

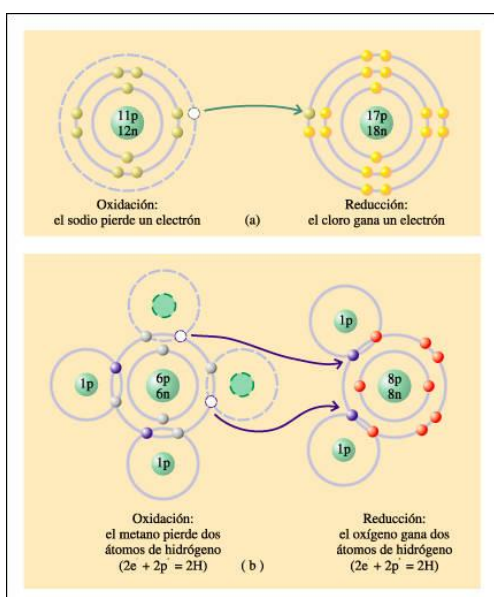
El nombre de "oxidación" proviene de que en la mayoría de estas reacciones, la transferencia de **electrones** se da mediante la adquisición de átomos de **oxígeno** (cesión de **electrones**) o viceversa. Sin embargo, la oxidación y la reducción puede darse sin que haya intercambio de **oxígeno** de por medio, por ejemplo, la oxidación de **yoduro de sodio** a **yodo** mediante la reducción de **cloro** a **cloruro de sodio**:



Esta puede desglosarse en sus dos hemireacciones correspondientes:



Si se combina el oxígeno con un no metal forma **óxidos ácidos** también llamados **anhídridos** y caracterizados por ser de tipo ácido (actúan como **ácido**).



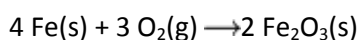
Un **oxidante** es un compuesto químico que **oxida** a otra sustancia en reacciones **electroquímicas** o **redox**. En estas reacciones, el compuesto oxidante se reduce.

Básicamente:

- El oxidante *se reduce*
- El reductor *se oxida*
- Todos los componentes de la reacción tienen un **número de oxidación**
- En estas reacciones se da un *intercambio de electrones*

Ejemplo de reacción redox

La formación del óxido de hierro es una clásica reacción redox:



En la ecuación anterior, el **hierro** (Fe) tiene un número de oxidación 0 y al finalizar la reacción su número de oxidación es +3. El **oxígeno** empieza con un número de oxidación 0 y al final su número de oxidación es de -2. Las reacciones anteriores pueden entenderse como dos *semirreacciones* simultáneas:

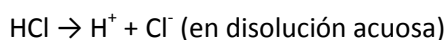
1. Semirreacción de oxidación: $4 \text{Fe(s)} \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 12 \text{e}^-$
2. Semirreacción de reducción: $3 \text{O}_2\text{(g)} + 12 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$

El hierro (III) se ha oxidado debido a que su número de oxidación se ha incrementado y actúa como agente reductor, transfiriéndole electrones al oxígeno, el cual disminuye su número de oxidación (se reduce) aceptando los electrones del hierro.

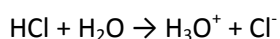
Ácidos y bases

Se denomina ácido a cualquier **compuesto químico** que disuelto en **agua**, da una solución con un **pH** menor de 7.

Antes se pensaba que cualquier compuesto químico que puede ceder protones es un ácido. Un ejemplo es el **ácido clorhídrico**, de fórmula HCl:



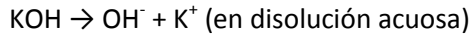
o lo que es lo mismo:



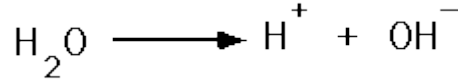
El concepto de ácido es el contrapuesto al de **base**. Para medir la acidez de un medio se utiliza el concepto de **pH**.

Según la teoría de 1923 de **Lewis** un ácido es aquella sustancia que puede aceptar un par de **electrones**.

Una **base** es, en primera aproximación, cualquier **sustancia** que en **disolución acuosa** aporta **iones** OH^- al medio, o es aquella sustancia capaz de aceptar un protón (H^+). Un ejemplo claro es el **hidróxido potásico**, de fórmula KOH:



Según la teoría de Lewis una base es aquella sustancia que puede donar un par de **electrones**. El ion OH^- , al igual que otros iones o moléculas como el NH_3 , H_2O , etc., tienen un par de electrones no enlazantes, por lo que son bases.



- Los ácidos ceden H^+ .
- Las bases aceptan H^+ .

Se define el pH de una disolución como el logaritmo negativo de la concentración de iones de hidrógeno.

- A pH 7.0 la disolución es neutra.
- A un pH menor (1-6) la disolución es ácida.
- A un pH mayor (8-14) la disolución es básica.

El metabolismo

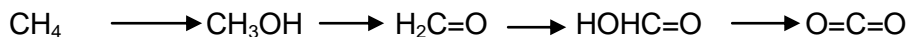
En cualquier sistema vivo el intercambio de energía ocurren a través de miles de reacciones químicas diferentes, muchas de las cuales se producen simultáneamente. La suma de todas estas reacciones se conoce como metabolismo (del griego metabole, que significa "cambio"). El total de las reacciones químicas involucradas en la **síntesis** se llama **anabolismo**.

En las reacciones anabólicas, se reducen sustratos orgánicos al ganar e^- o átomos de H, necesitando soporte E

Las células también están constantemente involucradas en la ruptura de moléculas de mayor tamaño; estas actividades se conocen colectivamente como **catabolismo**. El catabolismo cumple con dos propósitos:

1. Liberar la energía que será usada por el anabolismo y otros trabajos de la célula
2. Suministrar la materia prima que será usada en los procesos anabólicos.

Los sustratos orgánicos son oxidados, por pérdida de electrones o de átomos de H, obteniéndose moléculas más simples y E



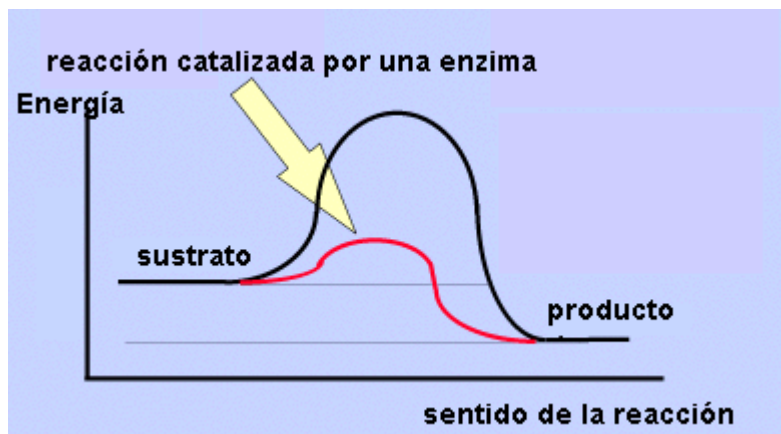
La presencia de las enzimas es fundamental para que las reacciones químicas puedan ocurrir dentro de una célula viva.

Energía

- En catabolismo se produce energía. La oxidación supone reacciones de combustión, liberándose energía que aprovecha la célula
- En la célula la energía se libera paulatinamente, de forma que se aprovecha a través de reacciones encadenadas: las oxidaciones biológicas.
- Esta E es almacenada en ATP
- En anabolismo, es necesario romper el ATP para obtener E

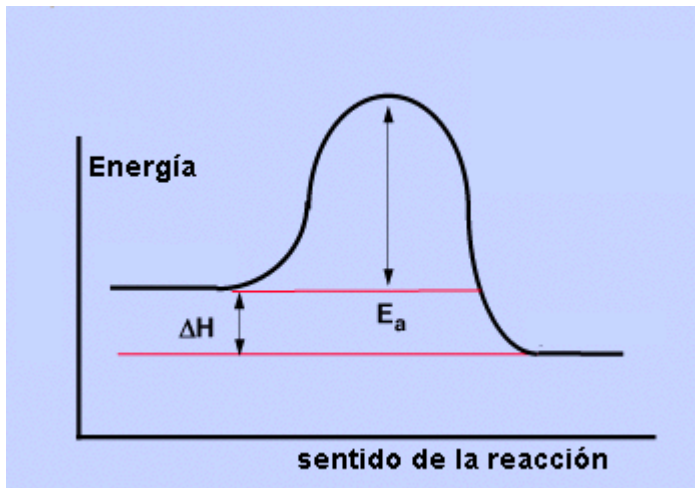
Enzimas

Los enzimas son catalizadores muy potentes y eficaces, químicamente son **proteínas**. Como catalizadores, los enzimas actúan en pequeña cantidad y se recuperan indefinidamente. No llevan a cabo reacciones que sean energéticamente desfavorables, no modifican el sentido de los equilibrios químicos, sino que aceleran su consecución.



CATALIZADOR

Un catalizador es una sustancia que acelera una reacción química, hasta hacerla instantánea o casi instantánea. Un catalizador acelera la reacción al disminuir la **energía de activación**.



- El sustrato se une al enzima a través de numerosas interacciones débiles como son: puentes de hidrógeno, electrostáticas, hidrófobas, etc, en un lugar específico, el **centro activo**. Este centro es una pequeña porción del enzima, constituido por una serie de **aminoácidos** que interaccionan con el sustrato.
- Algunas enzimas actúan con la ayuda de estructuras no proteicas. En función de su naturaleza se denominan:

1. **Cofactor.** Cuando se trata de iones o moléculas inorgánicas.
2. **Coenzima.** Cuando es una molécula orgánica. Aquí se puede señalar, que muchas **vitaminas** funcionan como **coenzimas**; y realmente las deficiencias producidas por la falta de vitaminas responde más bien a que no se puede sintetizar un determinado enzima en el que la vitamina es el coenzima.

Especializados en el transporte de electrones y protones, reduciéndose y oxidándose permitiendo que se den las reacciones metabólicas:

1. $\text{NAD}^+ + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{NADH} + \text{H}^+$
2. $\text{NADP}^+ + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{NADPH} + \text{H}^+$
3. $\text{FAD}^+ + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{FADH}_2$