

# Catálisis

La **catálisis** es el proceso por el cual se aumenta o disminuye la velocidad de una reacción química, debido a la participación de una sustancia llamada **catalizador**.

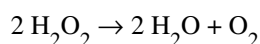
Las sustancias que reducen la velocidad de la reacción son denominados «catalizadores negativos» o «inhibidores». A su vez, las sustancias que aumentan la actividad de los catalizadores son denominados «catalizadores positivos» o «promotores», y las que desactivan la catálisis son denominados **venenos catalíticos**.

La elaboración de los productos químicos industriales más importantes implica a la catálisis. Por ejemplo, en la reducción del etino a eteno, el catalizador paladio (Pd) es "envenenado" parcialmente con acetato de plomo (II),  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . Sin la desactivación del catalizador, el eteno producido se reduciría posteriormente a etano.<sup>[1] [2]</sup>

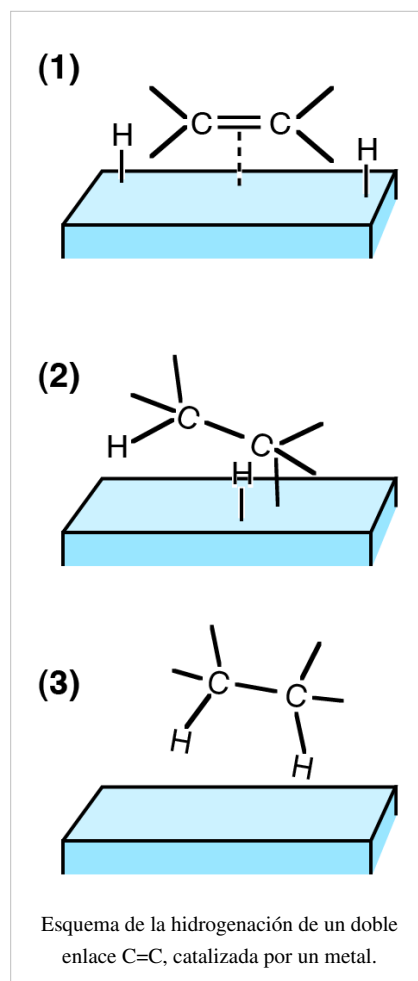
## Fondo

La *producción* de los productos químicos industriales más importantes implica a la catálisis. Del mismo modo, la mayoría de los procesos "biológicamente" significativos son catalizados. La investigación en catálisis es uno de los principales campos en ciencia aplicada e involucra muchas áreas de la química, especialmente en química organometálica y ciencia de materiales. La catálisis es importante para muchos aspectos de las ciencias ambientales, por ejemplo, el convertidor catalítico de los automóviles y la dinámica del agujero de ozono. Las reacciones catalíticas son las preferidas en la química verde para un medioambiente amigable debido a la reducida cantidad de residuos que genera<sup>[3]</sup> en lugar de las reacciones estequiométricas en las que se consumen todos los reactivos y se forman más productos secundarios. El catalizador más común es el protón ( $\text{H}^+$ ). Muchos metales de transición y los complejos de los metales de transición se utilizan en la catálisis. Los catalizadores llamados enzimas son importantes en Biología.

El catalizador funciona proporcionando un camino de reacción alternativo al producto de reacción. La velocidad de la reacción aumenta a medida que esta ruta alternativa tiene una menor energía de activación que la ruta de reacción no mediada por el catalizador. La dismutación del peróxido de hidrógeno para dar agua y oxígeno es una reacción que está fuertemente afectada por los catalizadores:



Esta reacción está favorecida, en el sentido de que los productos de reacción son más estables que el material de partida, sin embargo, la reacción no catalizada es lenta. La descomposición del peróxido de hidrógeno es de hecho tan lenta que las soluciones de peróxido de hidrógeno están disponibles comercialmente. Tras la adición de una pequeña cantidad de dióxido de manganeso, el peróxido de hidrógeno reacciona rápidamente de acuerdo a la ecuación anterior. Este efecto se ve fácilmente por la efervescencia del oxígeno.<sup>[4]</sup> El dióxido de manganeso puede ser recuperado sin cambios, y volver a utilizarse de forma indefinida, y por lo tanto no se consume en la reacción. En consecuencia, el dióxido de manganeso *cataliza esta reacción*.<sup>[5]</sup>



## Características

La característica general de la catálisis es que la reacción catalítica tiene un menor cambio de energía libre de la etapa limitante hasta el estado de transición que la reacción no catalizada correspondiente, resultando en una mayor velocidad de reacción a la misma temperatura. Sin embargo, el origen mecánico de la catálisis es complejo.

Los catalizadores pueden afectar favorablemente al entorno de reacción, por ejemplo, los catalizadores ácidos para las reacciones de los compuestos carbonílicos forman compuestos intermedios específicos que no se producen naturalmente, tales como los ésteres de Osmio en la dihidroxilación de alquenos catalizadas por el tetróxido de osmio, o hacer la ruptura de los reactivos a formas reactivas, como el hidrógeno atómico en la hidrogenación catalítica.

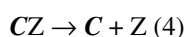
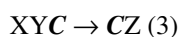
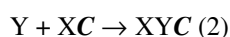
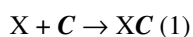
Cinéticamente, las reacciones catalíticas se comportan como las reacciones químicas típicas, es decir, la velocidad de reacción depende de la frecuencia de contacto de los reactivos en la etapa determinante de velocidad (ver ecuación de Arrhenius). Normalmente, el catalizador participa en esta etapa lenta, y las velocidades están limitadas por la cantidad de catalizador. En catálisis heterogénea, la difusión de los reactivos a la superficie de contacto y la difusión de los productos desde dicha superficie puede ser la etapa determinante de la velocidad. Eventos similares relacionados con la unión del sustrato y la disociación del producto se aplican en la catálisis homogénea.

Aunque los catalizadores no son consumidos por la propia reacción, pueden resultar inhibidos, desactivados o destruidos por procesos secundarios. En la catálisis heterogénea, procesos secundarios típicos incluyen el coqueo, donde el catalizador se cubre por productos secundarios poliméricos. Además, los catalizadores heterogéneos pueden disolverse en la solución en un sistema sólido-líquido o evaporarse en un sistema sólido-gas.

## Principios generales de la catálisis

### Mecanismo típico

Los catalizadores generalmente reaccionan con uno o más de los reactivos para formar productos intermedios que, posteriormente, conducen al producto final de reacción. En el proceso se regenera el catalizador. El siguiente esquema es típico de una reacción catalítica, donde  $C$  representa el catalizador,  $X$  e  $Y$  son reactivos, y  $Z$  es el producto de la reacción de  $X$  e  $Y$ :



Aunque el catalizador es consumido por la reacción 1, posteriormente es producido por la reacción 4, por lo que la reacción global es:

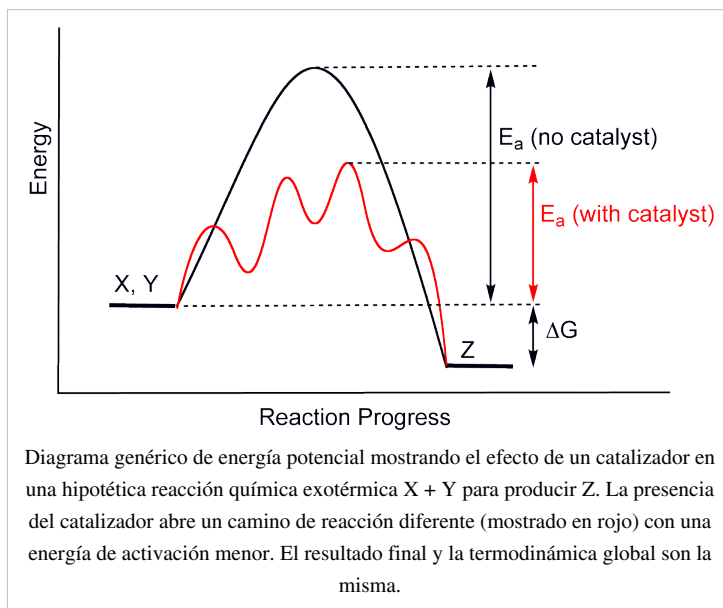


Como el catalizador se regenera en una reacción, a menudo sólo se necesitan pequeñas cantidades para incrementar la velocidad de la reacción. Sin embargo, en la práctica los catalizadores son algunas veces consumidos en procesos secundarios.

Como ejemplo de este proceso, en 2008, investigadores daneses revelaron por primera vez la secuencia de sucesos cuando el oxígeno y el hidrógeno se combinan en la superficie del dióxido de titanio ( $TiO_2$ , o *titanía*) para producir agua. Con una serie de imágenes de microscopía de efecto túnel a intervalos, determinaron que las moléculas sufren adsorción, disociación y difusión antes de reaccionar. Los estados intermedios de reacción fueron:  $HO_2$ ,  $H_2O_2$ , luego  $H_3O_2$  y el producto final de la reacción (dímeros de la molécula de agua), tras lo cual la molécula de agua se desorbe de la superficie del catalizador.<sup>[6]</sup>

## Catálisis y energética de la reacción

Los catalizadores funcionan proporcionando un mecanismo (alternativo) que involucra un estado de transición diferente y una menor energía de activación. Por lo tanto, más colisiones moleculares tienen la energía necesaria para alcanzar el estado de transición. En consecuencia, los catalizadores permiten reacciones que de otro modo estarían bloqueadas o ralentizadas por una barrera cinética. El catalizador puede aumentar la velocidad de reacción o de la selectividad, o permitir que la reacción ocurra a menores temperaturas. Este efecto puede ser ilustrado con una distribución de Boltzmann y un diagrama de perfil de energía.



Los catalizadores **no** cambian el rendimiento de una reacción: **no** tienen efecto en el equilibrio químico de una reacción, debido a que la velocidad, tanto de la reacción directa como de la inversa, se ven afectadas (ver también termodinámica). El hecho de que un catalizador no cambie el equilibrio es una consecuencia de la segunda ley de la termodinámica. Supongamos que hay un catalizador que modifica el equilibrio. La introducción del catalizador en el sistema daría lugar a la reacción para ir de nuevo al equilibrio, produciendo energía. La producción de energía es un resultado necesario, puesto que las reacciones son espontáneas sí y sólo sí se produce energía libre de Gibbs, y si no hay una barrera energética no hay necesidad de un catalizador. En consecuencia, la eliminación del catalizador también resultaría en una reacción, produciendo energía; esto es, tanto la adición, como su proceso inverso, la eliminación, producirían energía. Así, un catalizador que pudiera cambiar el equilibrio sería un móvil perpetuo, en contradicción con las leyes de la termodinámica.<sup>[7]</sup>

Si un catalizador **cambia** el equilibrio, entonces debe consumirse a medida que avanza la reacción, y por lo tanto también es un reactivo. Algunos ejemplos ilustrativos son la hidrólisis de los ésteres catalizada por bases, donde el ácido carboxílico producido reacciona inmediatamente con el catalizador base, y así el equilibrio de la reacción se desplaza hacia la hidrólisis.

La unidad derivada SI para medir la **actividad catalítica** de un catalizador es el katal, que es igual a moles por segundo. La actividad de un catalizador puede ser descrita por el número de conversiones, o TON (del inglés *turn over number*), y la eficiencia catalítica por la *frecuencia de conversiones*, TOF (del inglés *turn over frequency*). El equivalente bioquímico es la unidad de actividad enzimática. Para más información sobre la eficiencia de la catálisis enzimática, ver el artículo de Catálisis enzimática.

El catalizador estabiliza el estado de transición más que el que estabiliza el material inicial. Disminuye la barrera cinética al disminuir la *diferencia* de energía entre el material inicial y el estado de transición.

## Materiales catalíticos típicos

La naturaleza química de los catalizadores es tan diversa como la catálisis misma, aunque pueden hacerse algunas generalizaciones. Los ácidos próticos son probablemente los catalizadores más ampliamente usados, especialmente para muchas reacciones que involucran agua, incluyendo la hidrólisis y su inversa. Los sólidos multifuncionales a menudo suelen ser catalíticamente activos, por ejemplo las zeolitas, la alúmina y ciertas formas de carbono gráfico. Los metales de transición son utilizados a menudo para catalizar reacciones redox (oxigenación, hidrogenación).

Muchos procesos catalíticos, especialmente los que involucran hidrógeno, requieren metales del grupo del platino.

Algunos de los llamados catalizadores son, en realidad, **precatalizadores**. Los precatalizadores se convierten en el catalizador en el transcurso de la reacción. Por ejemplo, el catalizador de Wilkinson  $\text{RhCl}(\text{PPh}_3)_3$  pierde un ligando trifenilfosfina antes de entrar en el verdadero ciclo catalítico. Los precatalizadores son más fáciles de almacenar, pero son fácilmente activados *in situ*. Debido a esta etapa de preactivación, muchas reacciones catalíticas involucran un período de inducción.

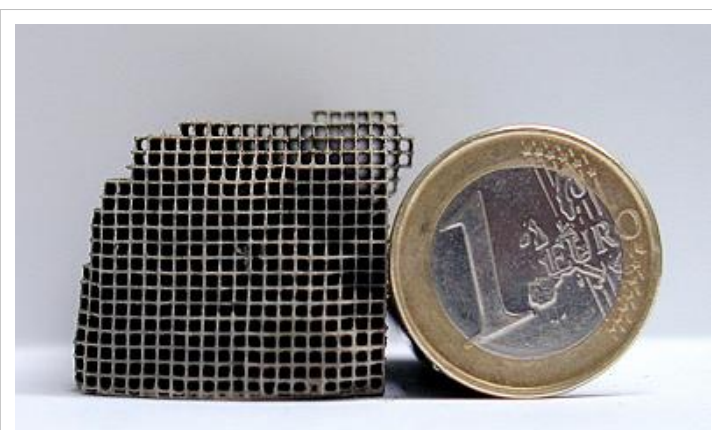
Las especies químicas que mejoran la actividad catalítica son denominadas **co-catalizadores** o **promotores**, en la **catálisis cooperativa**.

## Tipos de catálisis

Los catalizadores pueden ser homogéneos o heterogéneos, dependiendo de si existe un catalizador en la misma fase que el sustrato. Los biocatalizadores son vistos a menudo como un grupo separado.

### Catalizadores heterogéneos

Los catalizadores heterogéneos son aquellos que actúan en una fase diferente que los reactivos. La mayoría de los catalizadores heterogéneos son sólidos que actúan sobre sustratos en una mezcla de reacción líquida o gaseosa. Se conocen diversos mecanismos para las reacciones en superficies, dependiendo de cómo se lleva a cabo la adsorción (Langmuir-Hinshelwood, Eley-Rideal, y Mars-van Krevelen).<sup>[8]</sup> El área superficial total del sólido tiene un efecto importante en la velocidad de reacción. Cuanto menor sea el tamaño de partícula del catalizador, mayor es el área superficial para una masa dada de partículas.



Catalizadores sólidos heterogéneos como los convertidores catalíticos de los automóviles están colocados en estructuras diseñadas para maximizar su área superficial.

Por ejemplo, en el proceso de Haber, el hierro finamente dividido sirve como un catalizador para la síntesis de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno. Los gases reactantes se adsorben en los "sitios activos" de las partículas de hierro. Una vez adsorbidos, los enlaces dentro de las moléculas reaccionantes se resienten, y se forman nuevos enlaces entre los fragmentos generados, en parte debido a su proximidad. De esta manera el particularmente fuerte triple enlace en el nitrógeno se debilita y los átomos de hidrógeno y nitrógeno se combinan más rápido de lo que lo harían el caso en la fase gaseosa, por lo que la velocidad de reacción aumenta.

Los catalizadores heterogéneos suelen estar "soportados", que significa que el catalizador se encuentra disperso en un segundo material que mejora la eficacia o minimiza su costo. A veces el soporte es más que una superficie sobre la que se transmite el catalizador para aumentar el área superficial. Más a menudo, el soporte y el catalizador interactúan, afectando a la reacción catalítica.

## Catalizadores homogéneos

Normalmente los catalizadores homogéneos están disueltos en un disolvente con los sustratos. Un ejemplo de catálisis homogénea implica la influencia de  $H^+$  en la esterificación de los ésteres, por ejemplo, acetato de metilo a partir del ácido acético y el metanol.<sup>[9]</sup> Para los químicos inorgánicos, la catálisis homogénea es a menudo sinónimo de catalizadores organometálicos.<sup>[10]</sup>

## Electrocatalizadores

En el contexto de la electroquímica, específicamente en la ingeniería de las pilas de combustible, que contienen varios metales los catalizadores se utilizan para mejorar las velocidades de las semirreacciones que conforman la pila de combustible. Un tipo común de electrocatalizador de pila de combustible se basa en nanopartículas de platino que están soportadas en partículas un poco mayores de carbón. Cuando este electrocatalizador de platino está en contacto con uno de los electrodos en una pila de combustible, aumenta la velocidad de reducción del oxígeno a agua (o hidróxido o peróxido de hidrógeno).

## Organocatálisis

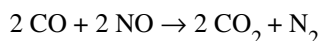
Mientras que los metales de transición a veces atraen más la atención en el estudio de la catálisis, las moléculas orgánicas que no contengan metales también pueden poseer propiedades catalíticas. Normalmente, los catalizadores orgánicos requieren una mayor carga (o cantidad de catalizador por unidad de cantidad de reactivo) que los catalizadores basados en metales de transición, pero estos catalizadores suelen estar disponibles comercialmente en grandes cantidades, ayudando a reducir los costos. A principios de los 2000, los organocatalizadores fueron considerados una "nueva generación" y eran competidores de los tradicionales catalizadores que contenían metales. Las reacciones enzimáticas operan a través de los principios de la catálisis orgánica.

## Importancia de la catálisis

Se estima que el 90% de todos los productos químicos producidos comercialmente involucran catalizadores en alguna etapa del proceso de su fabricación.<sup>[11]</sup> En 2005, los procesos catalíticos generaron cerca de 900.000 millones de dólares en productos de todo el mundo. (pdf)<sup>[12]</sup> La catálisis es tan penetrante que las subáreas no son fácilmente clasificables. Algunas áreas de particular concentración se estudian más adelante.

## Procesamiento de energía

El refinado de petróleo hace un uso intensivo de la catálisis para la alquilación, craqueo catalítico (rotura de hidrocarburos de cadena larga en trozos más pequeños), reformado de nafta y el reformado con vapor (conversión de hidrocarburos en gas de síntesis). Incluso los gases de combustión de la quema de combustibles fósiles es tratada a través de la catálisis: convertidores catalíticos, normalmente compuestos de platino y rodio, rompen algunos de los subproductos más nocivos de los gases de escape de los automóviles.



Con respecto a los combustibles sintéticos, un viejo pero importante proceso es el síntesis de Fischer-Tropsch de hidrocarburos a partir del gas de síntesis, que a su vez se procesa a través de la reacción de cambio agua-gas, catalizada por el hierro. El Biodiésel y los biocombustibles relacionados requieren un procesamiento tanto a través de los catalizadores inorgánicos como de los biocatalizadores.

Las pilas de combustible se basan en catalizadores de las reacciones tanto anódicas como catódicas.

## Productos químicos a granel

Algunos de los productos químicos obtenidos a gran escala se producen a través de la oxidación catalítica, a menudo usando oxígeno. Algunos ejemplos son el ácido nítrico (a partir de amoníaco), el ácido sulfúrico (a partir de dióxido de azufre a trióxido de azufre por el proceso de las cámaras de plomo), el ácido tereftálico a partir de p-xileno, y el acrilonitrilo a partir de propano y amoníaco.

Muchos otros productos químicos son generados por reducción a gran escala, a menudo a través de hidrogenación. El ejemplo a mayor escala es el amoníaco, que se prepara a través del proceso de Haber a partir de nitrógeno. El Metanol es preparado a partir de monóxido de carbono.

Los polímeros a granel derivados de etileno y propileno se preparan a menudo a través de la catálisis Ziegler-Natta. Los poliésteres, las poliamidas, y los isocianatos se obtienen a través de la catálisis ácido-base.

La mayoría de los procesos de carbonilación requieren catalizadores metálicos, los ejemplos incluyen la síntesis de ácido acético mediante el proceso Monsanto y la hidroformilación.

## Química fina

Muchos productos de química fina se preparan a través de la catálisis, los métodos incluyen a los de la industria pesada, así como procesos más especializados que serían prohibitivamente caros a gran escala. Algunos ejemplos son la metátesis de olefinas usando el catalizador de Grubbs, la reacción de Heck, y la reacción de Friedel-Crafts.

Debido a que la mayoría de los compuestos bioactivos son quirales, muchos productos farmacéuticos son producidos por catálisis enantioselectiva.

## Procesamiento de alimentos

Una de las aplicaciones más obvias de la catálisis es la hidrogenación (reacción con el hidrógeno gas) de las grasas usando níquel como catalizador para producir la margarina.<sup>[13]</sup> Muchos otros productos alimenticios se preparan a través de biocatálisis (véase más abajo).

## Biología

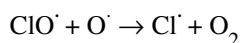
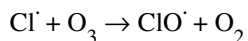
En la naturaleza, las enzimas son catalizadores en el metabolismo y el catabolismo. La mayoría de biocatalizadores están basados en proteínas, es decir, enzimas, pero otras clases de biomoléculas también exhiben propiedades catalíticas incluyendo las ribozimas, y de desoxirribosimas sintéticas.<sup>[14]</sup>

Los biocatalizadores se pueden considerar como intermedio entre los catalizadores homogéneos y los heterogéneos, aunque estrictamente hablando las enzimas solubles son catalizadores homogéneos y las enzimas enlazadas a membrana son heterogéneas. Varios factores afectan la actividad de las enzimas (y otros catalizadores), incluyendo la temperatura, el pH, la concentración de la enzima, el sustrato y los productos. Un reactivo particularmente importante en las reacciones enzimáticas es el agua, que es el producto de muchas de las reacciones en que se forman enlaces y un reactivo en muchos procesos en que se rompen enlaces.

Las enzimas se emplean para preparar los productos químicos básicos, incluyendo el jarabe de maíz y la acrilamida.

## En el medio ambiente

La catálisis tiene un impacto en el medio ambiente mediante el aumento de la eficiencia de los procesos industriales, pero la catálisis también juega un papel directo en el medio ambiente. Un ejemplo notable es el papel catalítico de los radicales libres del en la destrucción del ozono. Estos radicales se forman por la acción de la radiación ultravioleta sobre los clorofluorocarburos (CFCs)



## Historia

En un sentido general, cualquier cosa que aumenta la velocidad de un proceso es un "catalizador", un término derivado del griego, que significa "anular", "desatar", o "recoger". La frase *procesos catalizados* fue acuñada por Jöns Jakob Berzelius en 1836<sup>[15]</sup> para describir las reacciones que son aceleradas por sustancias que permanecen sin cambios después de la reacción. Otro de los primeros químicos involucrados en la catálisis fue Alexander Mitscherlich quien se refirió a los *procesos de contacto* y Johann Wolfgang Döbereiner que habló de *deacción de contacto* y cuyo encendedor basado en hidrógeno y una esponja de platino se convirtieron en un gran éxito comercial en la década de 1820. Humphry Davy descubrió el uso de platino en la catálisis. En la década de 1880, Wilhelm Ostwald en la Universidad de Leipzig inició una investigación sistemática de las reacciones que eran catalizadas por la presencia de los ácidos y las bases, y encontró que las reacciones químicas ocurren a una velocidad finita y que estas velocidades pueden utilizarse para determinar la fuerza de ácidos y bases. Por este trabajo, Ostwald fue galardonado en 1909 con el Premio Nobel de Química.<sup>[16]</sup>

## Inhibidores, venenos y promotores

Las sustancias que reducen la acción de los catalizadores son llamadas inhibidores catalíticos si son reversibles, y venenos catalíticos si son irreversibles. Los promotores son sustancias que aumentan la actividad catalítica, en particular cuando no son catalizadores en sí mismos.

El inhibidor puede modificar la selectividad además de la velocidad. Por ejemplo, en la reducción del etino a eteno, el catalizador es paladio (Pd), parcialmente "envenenado" con acetato de plomo (II) ( $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ). Sin la desactivación del catalizador, el etileno producido se reducirá aún más, hasta etano.<sup>[1] [2]</sup>

El inhibidor puede producir este efecto por ejemplo, envenenando selectivamente sólo a ciertos tipos de sitios activos. Otro mecanismo es la modificación de la geometría de la superficie. Por ejemplo, en las operaciones de hidrogenación, grandes planchas de superficie metálica funcionan como lugares de catálisis hidrogenolítica mientras que los sitios que catalizan la hidrogenación de los insaturados son menores. Así, un veneno que cubre la superficie al azar tienden a reducir el número de grandes planchas no contaminada, pero dejan proporcionalmente más sitios pequeños libres, así se cambia la hidrogenación frente a la hidrogenolisis selectiva. También son posibles otros muchos mecanismos.

## Diagramas de energía

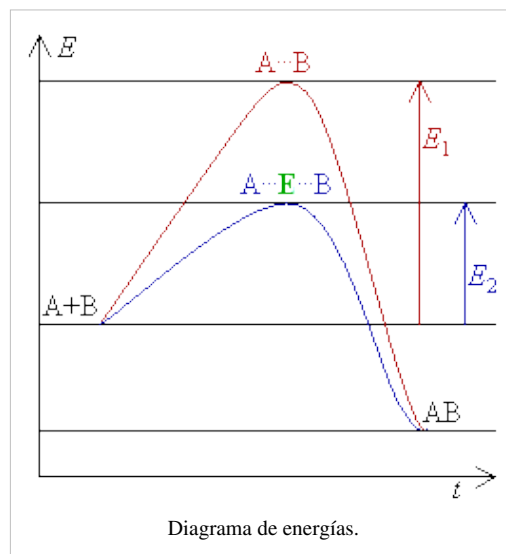
La figura muestra el diagrama de una reacción catalizada, mostrando como varía la energía ( $E$ ) de las moléculas que participan en la reacción durante el proceso de reacción (tiempo,  $t$ ). Todas las moléculas contienen una cantidad determinada de energía, que depende del número y del tipo de enlaces presentes en ella. Los sustratos o reactivos, ( $A$  y  $B$ ) tienen una energía determinada, y el o los productos ( $AB$  en el gráfico), otra.

Si la energía total de los sustratos es mayor que la de los productos (por ejemplo como se muestra en el diagrama), una reacción exotérmica, y el exceso de energía se desprende en forma de calor. Por el contrario, si la energía total de los sustratos es menor que la de los productos, se necesita tomar energía del exterior para que la reacción tenga lugar, lo que se denomina reacción endotérmica.

Cuando las moléculas de los sustratos se van acercando para reaccionar, pierden estabilidad (usando una analogía antropomórfica, a las moléculas "les gusta" mantener su espacio vital, y las intromisiones no son bienvenidas). La inestabilidad se manifiesta como un aumento de la energía del sistema (es el pico de energía que se ve en el diagrama). Cuando los sustratos se convierten en productos, las moléculas se separan y se relajan de nuevo, y el conjunto se estabiliza.

Las enzimas catalizan las reacciones estabilizando el intermedio de la reacción, de manera que el "pico" de energía necesario para pasar de los sustratos a los productos es menor. El resultado final es que hay muchas más moléculas de sustrato que chocan y reaccionan para dar lugar a los productos, y la reacción transcurre en general más deprisa. Un catalizador puede catalizar tanto reacciones endotérmicas como exotérmicas, porque en los dos casos es necesario superar una barrera energética. El catalizador ( $E$ ) crea un microambiente en el que  $A$  y  $B$  pueden alcanzar el estado intermedio ( $A...E...B$ ) más fácilmente, reduciendo la cantidad de energía necesaria ( $E_2$ ). Como resultado, la reacción es más fácil, optimizando la velocidad de dicha reacción.

Los catalizadores no alteran el equilibrio químico propio de la reacción en ningún caso.




## Referencias

- [1] W.P. Jencks, "Catalysis in Chemistry and Enzymology" McGraw-Hill, New York, 1969. ISBN 0-07-032305-4
- [2] Myron L Bender, Makoto Komiyama, Raymond J Bergeron "The Bioorganic Chemistry of Enzymatic Catalysis" Wiley-Interscience, Hoboken, U.S., 1984 ISBN 0-471-05991-9
- [3] « The 12 Principles of Green Chemistry (<http://www.epa.gov/greenchemistry/pubs/principles.html>) ». *United States Environmental Protection Agency*. Consultado el 31-07-2006.
- [4] « Genie in a Bottle (<http://www.chem.umn.edu/services/lecturedemo/info/genie.htm>) ». University of Minnesota (02-03-2005).
- [5] Masel, Richard I. "Chemical Kinetics and Catalysis" Wiley-Interscience, New York, 2001. ISBN 0-471-24197-0.
- [6] Chemical & Engineering News, 16 February 2009, "Making Water Step by Step", p. 10
- [7] Robertson, A.J.B. Catalysis of Gas Reactions by Metals. Logos Press, London, 1970.
- [8] Helmut Knözinger, Karl Kochloefl "Heterogeneous Catalysis and Solid Catalysts" in Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry 2002, Wiley-VCH, Weinheim. doi 10.1002/14356007.a05\_313 ([http://dx.doi.org/10.1002/14356007.a05\\_313](http://dx.doi.org/10.1002/14356007.a05_313)). Article Online Posting Date: January 15, 2003
- [9] Arno Behr "Organometallic Compounds and Homogeneous Catalysis" Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry, 2002, Wiley-VCH, Weinheim. doi 10.1002/14356007.a18\_215 ([http://dx.doi.org/10.1002/14356007.a18\\_215](http://dx.doi.org/10.1002/14356007.a18_215)). Article Online Posting Date: June 15, 2000
- [10] Elschenbroich, C. "Organometallics" (2006) Wiley-VCH: Weinheim. ISBN 978-3-29390-6
- [11] "Recognizing the Best in Innovation: Breakthrough Catalyst". *R&D Magazine*, September 2005, pg 20.
- [12] <http://www.climatechnology.gov/library/2005/tech-options/tor2005-143.pdf>
- [13] « Types of catalysis (<http://www.chemguide.co.uk/physical/catalysis/introduction.html>) ». Chemguide. Consultado el 09-07-2008.
- [14] Nelson, D. L.; Cox, M. M. "Lehninger, Principles of Biochemistry" 3rd Ed. Worth Publishing: New York, 2000. ISBN 1-57259-153-6.
- [15] K.J. Laidler and J.H. Meiser, Physical Chemistry, Benjamin/Cummings (1982), p.423



[16] M.W. Roberts (2000). « Birth of the catalytic concept (1800-1900) (<http://www.springerlink.com/content/qm3732u7x7577224/fulltext.pdf>)». *Catalysis Letters* **67** (1): pp. 1–4. doi: 10.1023/A:1016622806065 (<http://dx.doi.org/10.1023/A:1016622806065>). .

## Enlaces externos

-  Wikcionario tiene definiciones para **catálisis**. Wikcionario
  - Science Aid: Catalysts (<http://scienceaid.co.uk/chemistry/inorganic/catalysis.html>) Page for high school level science
  - W.A. Herrmann Technische Universität presentation (<http://aci.anorg.chemie.tu-muenchen.de/wah/vortraege/catalysis.pdf>)
  - Alumite Catalyst, Kameyama-Sakurai Laboratory, Japan (<http://www.tuat.ac.jp/~kameyama/>)
  - Inorganic Chemistry and Catalysis Group, Utrecht University, The Netherlands (<http://www.inorganic-chemistry-and-catalysis.eu/>)
  - Centre for Surface Chemistry and Catalysis (<http://www.biw.kuleuven.be/ifc/cok/home.htm>)
  - Carbons & Catalysts Group, University of Concepción, Chile (<http://www.udec.cl/~carbocat>)
  - Center for Enabling New Technologies Through Catalysis, An NSF Center for Chemical Innovation, USA (<http://www.nsfcentc.org>)
  - ([http://www.sciencenews.org/view/generic/id/42507/title/Bubbles\\_turn\\_on\\_chemical\\_catalysts](http://www.sciencenews.org/view/generic/id/42507/title/Bubbles_turn_on_chemical_catalysts))"Bubbles turn on chemical catalysts," Science News magazine online, April 6, 2009.
- 
- Este artículo fue creado a partir de la traducción del artículo Catalysis de la Wikipedia en inglés, bajo licencia Creative Commons Atribución Compartir Igual 3.0 y GFDL.*

# Fuentes y contribuyentes del artículo

**Catálisis** *Fuente:* <http://es.wikipedia.org/w/index.php?oldid=51716798> *Contribuyentes:* 4lex, Acratta, Alexav8, Allforrous, Amadís, Apepca, AstroNomo, Baiji, Banfield, Barcex, BlackBeast, Bucephala, Camilo, Carledu8, Carmin, ChristianH, CleverChemist, Cobalttempest, Cookie, Cucalepegaacuco, David Moreno da Costa, Davidmh, Dermot, Diegusjames, Dodo, Doloco, Eloy, Erbrumar, Fawques7, Floripaint, Greek, Gurgut, Götz, Hprmedina, Humberto, Isha, Jkbw, Jorge c2010, Joseaperez, Juanma 312008, Jurock, Karshan, Kjell.kuehne, Kokoo, LANBASTIÁN, Leiro & Law, Lucien leGrey, Luijoelamo, Lusmerlin, Madalberta, Magister Mathematicae, Manxuc, Mariferman, Matdrodes, Maveric149, Mechusriva, Mephisto spa, Mianval, Mion, Moriel, Mortadelo2005, Muro de Aguas, Numbo3, Omegakent, Ortisa, PACO, Sa, SaeedVilla, Shant, Sigmanexus6, Taichi, Technopat, Tintinando, Tito morales, Tostadora, Triku, UAwiki, Varano, Vitamine, Wasabo, Xexito, Xmejuto, Xuankar, 194 ediciones anónimas

# Fuentes de imagen, Licencias y contribuyentes

**Archivo:Hydrogenation on catalyst.png** *Fuente:* [http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:Hydrogenation\\_on\\_catalyst.png](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:Hydrogenation_on_catalyst.png) *Licencia:* Creative Commons Attribution 1.0 Generic *Contribuyentes:* Michael Schmid

**Archivo:CatalysisScheme.png** *Fuente:* <http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:CatalysisScheme.png> *Licencia:* Public Domain *Contribuyentes:* Smokefoot, Yikrazuul, 1 ediciones anónimas

**Archivo:Heterogeneous cat.JPG** *Fuente:* [http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:Heterogeneous\\_cat.JPG](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:Heterogeneous_cat.JPG) *Licencia:* GNU Free Documentation License *Contribuyentes:* Thomas Ihle

**Archivo:Activation.png** *Fuente:* <http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:Activation.png> *Licencia:* GNU Free Documentation License *Contribuyentes:* Original uploader was Joseaperez at es.wikipedia

**Archivo:Wiktionary-logo-es.png** *Fuente:* <http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo:Wiktionary-logo-es.png> *Licencia:* logo *Contribuyentes:* es:Usuario:Pybalo

# Licencia

---

Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported  
[//creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/](http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/)