

## ÍNDICE

<i>Presentación</i> .....	13
<b>Tema 1. BASES QUÍMICO-FÍSICAS DE LA CATÁLISIS</b> .....	15
1.1. Introducción .....	17
1.2. Fenómeno de la catálisis .....	18
1.3. Características de los catalizadores .....	18
1.4. Tipos de catálisis .....	20
1.5. Mecanismo general de catálisis .....	22
1.6. Catálisis y conversión de reactivos .....	25
1.7. Diferencias entre la catálisis homogénea y la heterogénea .....	28
Bibliografía .....	30
<b>Tema 2. CATÁLISIS HOMOGÉNEA</b> .....	31
2.1. Introducción .....	33
2.2. Catálisis ácida .....	37
2.2.1. Catálisis ácida específica .....	39
2.2.1.1. Hidrólisis de acetales .....	39
2.2.1.2. Hidrólisis y alcoholisis de ésteres .....	39
2.2.1.3. Inversión de la sacarosa .....	42
2.2.2. Catálisis ácida general .....	43
2.2.2.1. Bromación de cetonas .....	43
2.2.2.2. Mutarrotación de la glucosa .....	43
2.2.2.3. Deshidratación del hidrato del acetaldehído .....	44
2.2.3. Otras reacciones ácido catalizadas .....	44
2.2.3.1. Transposición bencidínica .....	45

2.2.3.2. Transposición de Beckmann .....	46
2.2.3.3. Hidratación de alquenos y deshidratación de alcoholes .....	48
2.2.3.4. Hidrólisis de ésteres fosfóricos .....	48
2.2.3.5. Reacción de diazocompuestos con ácidos .....	48
2.3. Catálisis básica .....	49
2.3.1. Adición aldólica .....	50
2.3.2. Formación e hidrólisis de hemiacetales .....	51
2.3.3. Alquilación de cetonas, y ésteres malónico y acetilacético ....	51
2.3.4. Hidrólisis de ésteres carboxílicos .....	52
2.3.5. Hidrólisis del anión de la aspirina .....	54
2.4. Catálisis electrófila y nucleófila .....	55
2.4.1. Ejemplos de catálisis electrófila .....	56
2.4.1.1. Reacción de Friedel-Crafts .....	56
2.4.1.2. Reacciones de Diels-Alder .....	57
2.4.1.3. Hidrólisis de ésteres de aminoácidos .....	58
2.4.2. Ejemplos de catálisis nucleófila .....	59
2.4.2.1. Hidrólisis de ésteres de fenoles .....	59
2.4.2.2. Hidrólisis de ésteres en presencia de imidazol .....	60
2.5. Catálisis intramolecular y catálisis tautómerica .....	62
Bibliografía .....	65
<i>Tema 3. CATÁLISIS HETEROGÉNEA</i> .....	67
3.1. Catálisis heterogénea .....	69
3.2. Adsorción física y adsorción química .....	70
3.3. Etapas en la actuación de un catalizador heterogéneo .....	74
3.3.1. Control por difusión y control por reacción .....	76
3.4. Clasificación de los catalizadores heterogéneos .....	78
3.5. Catalizadores heterogeneos en química orgánica industrial .....	81
Bibliografía .....	83
<i>Tema 4. CATALIZADORES SÓLIDOS CON CARACTERÍSTICAS ÁCIDAS</i> .....	85
4.1. Concepto de acidez en un compuesto sólido .....	87
4.1.1. Superacidez .....	90
4.2. Fuerza ácida en una superficie sólida .....	91

4.2.1. Formas de determinar la acidez de un sólido .....	94
4.3. Concepto de basicidad en un compuesto sólido .....	96
4.4. Reacciones a través de carbocationes catalizadas por sólidos .....	97
4.5. Ejemplos de catalizadores sólidos con características ácidas .....	99
Bibliografía .....	100
<i>Tema 5. CARACTERÍSTICAS TEXTURALES DE LOS CATALIZADORES SÓLIDOS .....</i>	<i>101</i>
5.1. Superficie específica de los catalizadores sólidos .....	103
5.2. Fundamentos de los métodos para determinar el área superficial de un sólido .....	104
5.2.1. Modelo de Langmuir .....	105
5.2.2. Ecuación de Brunauer, Emmet y Teller (ecuación de BET) ....	107
5.3. Determinación de las características porosas de un catalizador sólido .....	110
5.3.1. Volumen total de poros .....	111
5.3.2. Distribución del volumen de poros .....	111
5.3.3. Forma de los poros .....	116
5.4. Área superficial en metales .....	117
5.4.1. Metales soportados .....	118
Bibliografía .....	120
<i>Tema 6. PREPARACIÓN Y UTILIZACIÓN DE LOS CATALIZADORES SÓLIDOS .....</i>	<i>121</i>
6.1. Diseño de catalizadores sólidos .....	123
6.2. Consideraciones previas .....	123
6.3. Constitución de los catalizadores sólidos .....	126
6.4. Etapas en la preparación de los catalizadores sólidos .....	128
6.4.1. Preparación de catalizadores másicos .....	129
6.4.2. Preparación de catalizadores soportados .....	134
6.5. Utilización de los catalizadores heterogéneos: morfología y reactores .....	136
Bibliografía .....	138
<i>Tema 7. CATÁLISIS CON ZEOLITAS .....</i>	<i>139</i>
7.1. Introducción y clasificación .....	141

7.2. Propiedades .....	148
7.3. Actividad catalítica y selectividad .....	148
7.4. Aplicaciones .....	151
Bibliografía .....	153
<i>Tema 8. CATÁLISIS POR COMPLEJOS DE METALES DE TRANSICIÓN</i> .....	155
8.1. Introducción .....	157
8.2. Enlace químico en los complejos de los metales de transición .....	158
8.2.1. Tipos de ligandos .....	158
8.3. Reacciones en los complejos organometálicos durante su acción catalítica .....	160
8.4. Polimerización estereoespecífica de $\alpha$ -alquenos: catalizadores Ziegler-Natta .....	162
8.4.1. Estructura de los polímeros estereorregulares .....	163
8.4.2. Catalizadores Ziegler-Natta .....	165
8.5. Mecanismo de la polimerización estereoespecífica .....	166
8.5.1. Etapas en la polimerización estereoespecífica .....	167
8.5.2. Dificultades en el modelo de Cossee .....	172
Bibliografía .....	174
<i>Tema 9. CATÁLISIS CON COMPLEJOS METÁLICOS SOPORTADOS</i> .....	175
9.1. Introducción .....	177
9.2. Tipos de catalizadores soportados .....	179
9.2.1. Polímeros orgánicos .....	181
9.2.2. Soportes inorgánicos .....	183
9.3. Preparación de catalizadores metálicos soportados .....	184
9.3.1. Catalizadores basados en intercambio de iones .....	185
9.3.2. Soportes funcionalizados .....	185
9.3.3. Complejos metálicos unidos a soportes a través de enlaces metal-carbono .....	188
9.3.4. Polimerización de monómeros funcionalizados .....	188
9.3.5. Reacción del complejo organometálico sobre la superficie del óxido inorgánico .....	189
9.4. Utilidad en síntesis orgánica .....	190
9.4.1. Titanio, Zirconio y Hafnio .....	191

9.4.2. Hierro, Rutenio y Osmio .....	191
9.4.3. Rodio .....	193
9.4.3.1. Hidrogenación de olefinas .....	193
9.4.3.2. Hidrogenación de bencenos sutituidos PhX a ciclohexenos .....	194
9.4.3.3. Hidrogenación e isomerización .....	194
9.4.3.4. Hidrogenación de olefinas, arenos y nitro compuestos .....	194
9.4.3.5. Reacciones de intercambio H/D .....	194
9.4.4. Hidrogenación asimétrica .....	195
9.4.5. Iridio, Paladio y Platino .....	197
9.5. Desarrollo de catalizadores metálicos soportados .....	200
Bibliografía .....	202
<i>Tema 10. CATÁLISIS ENZIMÁTICA .....</i>	<i>203</i>
10.1. Introducción y bases teóricas .....	205
10.2. Tipos de enzimas .....	207
10.2.1. Enzimas hidrolíticas o hidrolasas .....	208
10.2.2. Enzimas que contienen un ion metálico .....	210
10.3. Estrategias de reacción y sistemas de reacción .....	213
10.4. Enzimas de interés industrial .....	216
Bibliografía .....	220
<i>Tema 11. CATÁLISIS MICELAR .....</i>	<i>221</i>
11.1. Introducción. Acción catalítica de micelas en disoluciones acuosas ..	223
11.2. Catálisis micelar en reacciones de hidrólisis y solvólisis .....	232
11.2.1. Ésteres carboxílicos .....	232
11.2.2. Ortoésteres y Acetales .....	235
11.2.3. Sulfatos, Fosfatos y Fosfonatos .....	237
11.2.4. Otras hidrólisis .....	239
11.3. Catálisis micelar en reacciones de equilibrio .....	241
11.4. Catálisis micelar en sustitución nucleófila alifática y aromática .....	244
11.5. Catálisis micelar en disolventes no acuosos .....	245
11.6. Perspectivas de la catálisis micelar .....	248
Bibliografía .....	250

<i>Tema 12. CATÁLISIS POR TRANSFERENCIA DE FASE</i> .....	251
12.1. Introducción. Principios básicos .....	253
12.2. Tipos de mecanismos .....	261
12.2.1. Condiciones neutras .....	261
12.2.2. Condiciones básicas .....	263
12.3. Aplicaciones en síntesis orgánica .....	266
12.3.1. Reacciones S <sub>N</sub> en ausencia de base .....	266
12.3.2. Reacciones S <sub>N</sub> en presencia de base .....	267
12.3.3. Reacciones de adición .....	272
12.3.4. β-Eliminaciones .....	272
12.3.5. Reacciones de hidrólisis .....	273
12.3.6. Reacciones de Wittig y Hörner .....	273
Bibliografía .....	274

# TEMA 1

## *BASES QUÍMICO-FÍSICAS DE LA CATÁLISIS*

*Soledad Esteban Santos*

- 1.1. Introducción
- 1.2. Fenómeno de la catálisis
- 1.3. Características de los catalizadores
- 1.4. Tipos de catálisis
- 1.5. Mecanismo general de catálisis
- 1.6. Catálisis y conversión de reactivos
- 1.7. Diferencias entre la catálisis homogénea y la heterogénea

Bibliografía

## 1.1. INTRODUCCIÓN

El estudio de la catálisis comprende muy distintas áreas de química, como son química física, química orgánica, química inorgánica, ingeniería química, bioquímica y análisis químico. No obstante, debido a que muchos procesos catalíticos corresponden a reacciones de tipo orgánico, se ha dedicado esta asignatura al estudio más específico de la Catálisis Orgánica, con el fin de analizar algunos de esos procesos.

No nos adentraremos demasiado en el vastísimo terreno de los procesos catalíticos de síntesis orgánica industrial por considerar que, dada su extensión, se traspasarían los límites impuestos por el programa de esta asignatura. Sin embargo, se dedican algunos capítulos al estudio de los llamados catalizadores de contacto. Éstos, aunque se emplean en reacciones químicas muy diversas, poseen una serie de rasgos comunes, cuyo análisis implica unas técnicas también comunes. Algunas de esas técnicas se estudiarán no sólo desde el punto de vista operacional, sino más bien atendiendo a su fundamento teórico, buscando un compromiso entre ambos enfoques. Pero se han excluido aspectos pertenecientes a la ingeniería química, tal y como es el diseño de reactores.

En los primeros temas se atiende solamente a aquellos aspectos que resultan imprescindibles para el posterior estudio de los fenómenos catalíticos en química orgánica. Si se desea realizar una revisión más profunda de los aspectos químico-físicos de la catálisis, tanto para el presente tema como para el Tema 3, pueden consultarse en textos de química física, ya que no se han desarrollado tratamientos cinéticos profundos más propios de esta especialidad.

## 1.2. FENÓMENO DE LA CATÁLISIS

La velocidad de una reacción química puede alterarse por la acción de distintos factores: temperatura, efecto del disolvente, concentración de los reactivos, presión, efectos salinos, etc. Además, desde el siglo XIX se había observado que la velocidad de muchas reacciones aumentaba por la adición de ciertas especies químicas. Berzelius en 1836 concluyó que en esos procesos operaba una fuerza que llamó fuerza catalítica, bautizando a las especies químicas responsables como catalizadores, y al fenómeno, como catálisis. Estos términos provienen de griego *cata*, abajo, y *lysein*, romper, ya que el catalizador «derribaría» las fuerzas que impiden la reacción entre las moléculas.

En principio se pensó que los catalizadores actuaban sobre la reacción por simple presencia y sin sufrir ellos mismos transformación alguna (Ostwald, 1902). Sin embargo, esta no intervención en la reacción por parte del catalizador es sólo aparente, como se tratará seguidamente.

## 1.3. CARACTERÍSTICAS DE LOS CATALIZADORES

Veamos las más importantes:

- i) Sus efectos suelen ser muy notables, ya que generalmente sólo bastan pequeñas cantidades de catalizador para conseguir grandes aumentos en la velocidad de la reacción. Después se explicará por qué se ha dicho «generalmente».
- ii) El catalizador interviene en la reacción y no funciona por simple presencia, como se suponía en un principio: actúa precisamente sobre el mecanismo de la misma, haciendo que sea éste distinto y la energía de activación menor. Lo que ocurre es que el catalizador se regenera al final del proceso, con lo que se recupera sin consumirse.

Esta última afirmación puede considerarse válida en una primera aproximación, aunque requiere algunas matizaciones:

- Frecuentemente el catalizador se altera químicamente al reaccionar con impurezas presentes o incluso con los mismos productos de la reacción, por lo que se recupera al final de ésta,

pero como una especie química distinta a la inicial. No hay más que recordar el caso tan frecuente en química orgánica de los procesos de Friedel y Crafts, en los que el catalizador (un ácido de Lewis, como por ejemplo el  $\text{AlCl}_3$ ) forma complejos con los productos de reacción y no se recupera al final de la misma en su forma original.

- Otras veces, aunque se recupere el catalizador incluso cuantitativamente y con su naturaleza química inalterada (como en muchos procesos de catálisis heterogénea, según se tratará más adelante), lo hace sufriendo transformaciones en su estado físico, consistentes casi siempre en modificaciones estructurales que van haciendo que con el tiempo pierda su actividad catalítica (desactivación del catalizador).
  - En cualquier caso, casi siempre hay pérdidas de catalizador debidas en general a los mismos procesos de aislamiento de los productos finales de reacción.
- iii) El catalizador afecta por igual a la velocidad de la reacción directa y a la de la inversa, ya que no modifica el valor de la constante de equilibrio de la reacción (hay que tener en cuenta que el cociente entre las constantes de ambas velocidades es la constante de equilibrio). Por tanto el catalizador no altera la relación de concentraciones de productos y reactivos, según se deduce de la expresión de la constante de equilibrio.

La explicación a que el catalizador no modifique la constante de equilibrio se encuentra en el hecho de que no ejerza ninguna influencia sobre el valor de la variación de la energía de Gibbs, que depende únicamente de las energías de Gibbs de reactivos y productos de la reacción. Es decir, los catalizadores aunque alteren la velocidad de reacción, no afectan los factores energéticos de ésta última, como ya afirmó Ostwald en 1895.

- iv) Hay que considerar que, aunque los catalizadores aumenten la velocidad de las reacciones, no pueden provocar una reacción termodinámicamente no permitida. La práctica a veces «parece» decir lo contrario a lo que se acaba de afirmar: muchas reacciones que no se producen en ausencia de catalizador tienen lugar cuando éste se halla presente. Esta aparente paradoja se explica

teniendo en cuenta que si bien se trata de procesos termodinámicamente espontáneos —hay en ellos una disminución de la energía de Gibbs— la velocidad de la reacción es tan pequeña que parece que ésta no se produce. El papel del catalizador es hacer que la reacción evolucione por un mecanismo distinto, en el que se requiere una energía de activación más baja que la de la reacción no catalizada, con lo cual la velocidad de la reacción aumenta. Sin embargo, no afecta a la energía de Gibbs, como ya dijimos.

- v) No puede hablarse nunca de catalizadores negativos, o sea, de catalizadores que disminuyen la velocidad de la reacción, como se decía antiguamente. Aunque existen sustancias que en efecto provocan la disminución de la velocidad de una determinada reacción —y que incluso pueden llegar a detenerla completamente— su acción no tiene nada que ver con la de los catalizadores. Su función «inhibidora» reside en que reaccionan con alguno de los reactivos o con alguno de los compuestos intermedios, disminuyendo su concentración en mayor o menor grado. Con esto, el camino normal de la reacción queda bloqueado, por lo que ésta transcurre más lentamente. Tal es el caso de las reacciones de polimerización por radicales libres. Cuando no se desea que se produzca esa reacción de polimerización se añade, por ejemplo, hidroquinona, ya que ésta reacciona muy fácilmente con los radicales libres, eliminándolos así del medio de reacción y rompiendo la cadena del proceso de polimerización.

A estas sustancias se las conoce como *inhibidores*, reservándose el término de catalizador únicamente para las especies químicas que producen un aumento de la velocidad de reacción. Por otra parte, hay que señalar que los inhibidores sí se consumen durante la reacción.

## 1.4. TIPOS DE CATÁLISIS

Cabe señalar en principio dos tipos:

- **Catálisis homogénea:** el catalizador y los reactivos constituyen un sistema homogéneo, es decir, están en una misma fase. Esta

fase puede ser gaseosa, poco frecuente, o líquida, caso mucho más generalizado.

- **Catálisis heterogénea:** el catalizador está en una fase diferente a la del sistema reactivo. Aunque hay muchas posibilidades de combinar dos fases distintas, la más importante desde el punto de vista práctico es la de un catalizador sólido y los reactivos en fase gaseosa. Es de destacar que la reacción transcurre en la superficie del catalizador, en ciertos puntos de la misma denominados centros activos.

Tradicionalmente se añade a esta clasificación un tercer tipo de catálisis que en ciertos aspectos se considera como intermedio de los dos anteriores:

- **Catálisis enzimática:** tiene lugar en los procesos bioquímicos por la acción de las enzimas (catalizadores biológicos o biocatalizadores). Por una parte es homogénea en cuanto a la forma, ya que ocurre en «disolución» acuosa. Por otra parte, las enzimas son macromoléculas de naturaleza proteínica y por ello dan lugar a disoluciones coloidales; además, en su estructura molecular existen ciertos puntos en los que se cataliza la reacción (centros activos), de forma similar a lo que ocurre en los catalizadores heterogéneos. Por ello, a veces se ha clasificado este tipo de catálisis como **microheterogénea**.

Existen otros varios tipos de catálisis de difícil clasificación, como la **catálisis de transferencia de fase** y la **catálisis micelar**.

Por último, hay que considerar el fenómeno ocurrido en algunas reacciones en las que uno de los productos de reacción actúa como catalizador (proceso relativamente frecuente en reacciones en disolución). Por este motivo en un principio la reacción transcurre lentamente y a medida que se va formando el producto de reacción —catalizador—, la reacción se va acelerando. Esto se conoce como **autocatálisis**. Tal es el ejemplo de la hidrólisis de un éster iniciada sin la presencia de un ácido como catalizador (o estando éste en muy baja concentración). Esta reacción puede ser catalizada por ácidos, con lo que el mismo ácido orgánico que se va formando a medida que tiene lugar la hidrólisis actúa como catalizador.

## 1.5. MECANISMO GENERAL DE CATÁLISIS

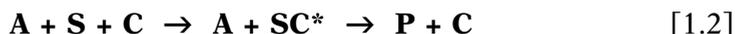
Partiremos de la ida básica que expusimos anteriormente: el catalizador interviene en la reacción. Supongamos que su intervención consiste en que reacciona con alguno de los reactivos de esa reacción, al que por ejemplo podemos denominar sustrato, S, formando con él una especie química intermedia, el complejo sustrato-catalizador,  $SC^*$ , según la teoría del estado de transición.

Veamos un ejemplo. Partiremos de la reacción entre dos especies químicas, A y S, que reaccionan para dar el producto de reacción P. Supongamos que la reacción no catalizada evoluciona según una sola etapa, según



etapa a la que corresponde una energía de activación  $E_a$ .

Si añadimos un catalizador, C, éste reacciona con el sustrato, S, resultando así:



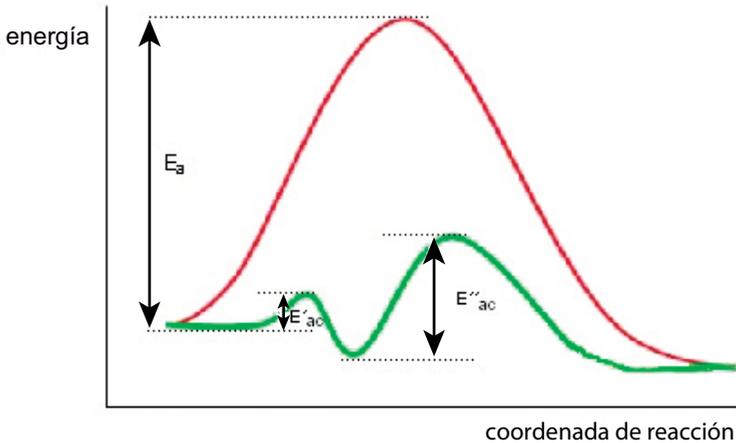
Representado [1.2] escalonadamente,



quedará, en definitiva, que el proceso directo [1.1] en el ejemplo expuesto se ha desdoblado en dos procesos sucesivos, [1.3] y [1.4]. A la reacción catalizada le corresponde una energía de activación global  $E_{ac}$ , que tendrá un valor diferente a la energía de activación de la reacción no catalizada,  $E_a$ . Y no sólo diferente, sino que la energía de activación  $E_{ac}$  será menor que la energía de activación  $E_a$ , según lo que hemos establecido en un principio sobre la función fundamental de los catalizadores:

$$\mathbf{E_{ac} < E_a} \quad [1.5]$$

En realidad, en la reacción global catalizada aparecen dos energías de activación,  $E'_{ac}$  y  $E''_{ac}$ , cuya suma es  $E_{ac}$  (Figura 1.1). Ambas son mucho menores que la energía de activación de la reacción catalizada, por lo que suponen pequeñas barreras de energía fáciles de vencer para un gran número de moléculas de los reactivos. Por eso la velocidad de la reacción es sensiblemente mayor que cuando no hay catalizador.



**Figura 1.1.** Ejemplo de diagrama de la energía potencial para una reacción exotérmica sin catalizar (—) y catalizada (—).

Podemos escribir esta reacción catalizada —en sus dos etapas— de una forma más generalizada:



En [1.6] con el producto de reacción X consideramos alguna especie química secundaria que también pudiera formarse en dicha reacción. Por otra parte, en [1.7] Y representa generalmente el catalizador liberado al final del proceso (recordemos la frase en la sección 1.3. «al final del proceso se regenera...»), aunque en algunos casos, como ya se dijo, puede que sea una nueva especie química, distinta del catalizador C, pero que proviene de él.

Hay que tener en cuenta que aunque hemos puesto un ejemplo en el que la reacción catalizada transcurre en dos etapas, es muy frecuente que contenga más de dos. Sin embargo, el resultado es siempre que la energía efectiva de activación de la reacción catalizada es menor que la de la reacción sin catalizar. De todo lo anterior se deduce una serie de consecuencias, que explican algunas de las características generales de la catálisis, expuestas en el primer apartado:

- a) De la ecuación de Arrhenius, que proporciona una relación entre la constante de la velocidad de una reacción y la energía de activación, se desprende que, según su forma exponencial, bastan pequeñas variaciones en la energía de activación para que se produzcan grandes cambios en la velocidad de reacción.

$$K = A e^{-E_a/RT}$$

K: constante de velocidad; A: factor de frecuencia;  $E_a$ : energía de activación; T: temperatura absoluta).

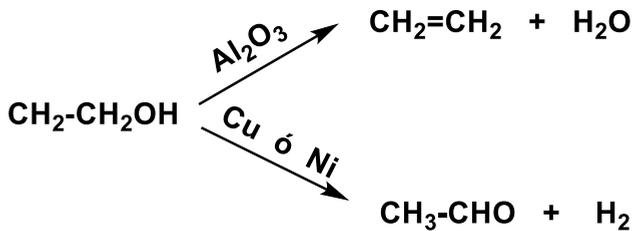
- a) La reacción sin catalizar es mucho más lenta que la catalizada. Sin embargo, esto no significa que no tenga lugar asimismo esta reacción no catalizada juntamente con la catalizada. Es decir, se producen también en el medio de reacción choques eficaces entre los reactivos sin la participación del catalizador, además de los choques eficaces entre éste y el reactivo S que dan lugar al complejo SC\*. Lo que ocurre es que la reacción no catalizada, al ser mucho más lenta, carece de importancia frente a la más rápida, la catalizada.

Por esto se comprende también la falta de sentido de hablar de catalizadores negativos (como apuntábamos antes), ya que entonces la reacción que tendría importancia sería la que transcurriese por la vía ordinaria.

- c) La acción de los catalizadores puede ser general o específica. La primera corresponde a aquellos catalizadores capaces de ejercer su acción catalítica sobre muchas reacciones, incluso aunque éstas sean distintas desde el punto de vista químico o cinético. Tal es el caso de gran número de catalizadores homogéneos. Sin embargo, lo más frecuente es que la acción de los catalizadores

sea específica. Esa propiedad la presentan muchos catalizadores heterogéneos que catalizan sólo cierto tipo de reacciones de características comunes y, sobre todo, las enzimas, de una enorme especificidad, que pueden llegar incluso a catalizar una sola reacción.

La especificidad trae como consecuencia el que un determinado sustrato sufra distintas clases de reacciones dependiendo del catalizador que se le adicione. Esto dará lugar a la formación de unos productos de reacción u otros. Es decir, se puede dirigir la reacción de un determinado compuesto inicial hacia la obtención de un producto de reacción que nos interese. Así, por calefacción de alcohol etílico puede tener lugar una reacción de deshidratación —conducente a etileno— si se realiza el proceso en presencia de alúmina como catalizador. Pero si se utiliza níquel o cobre, lo que ocurre es una deshidrogenación a acetaldehído: Futura



Ambas reacciones son termodinámicamente espontáneas y sin catalizador se producen las dos, pero a una velocidad muy pequeña. Al añadir uno de estos catalizadores, debido a su especificidad, sólo catalizará una reacción e incrementará su velocidad respecto a la otra que no cataliza.

Cada catalizador específico formará un complejo sustrato-catalizador de naturaleza distinta, por lo que evolucionará también de forma diferente hacia determinados productos de reacción.

## 1.6. CATALISIS Y CONVERSIÓN DE REACTIVOS

Hemos dicho que el catalizador no afecta a las características termodinámicas de las reacciones. Así, no modifica la constante de equilibrio ni el calor de reacción.