



UNIVERSIDAD
POLITECNICA
DE VALENCIA

Efecto del catalizador sobre la velocidad de reacción

Apellidos, nombre	Atarés Huerta, Lorena (loathue@tal.upv.es)
Departamento	Departamento de Tecnología de Alimentos
Centro	ETSIAMN (Universidad Politécnica de Valencia)



1 Resumen de las ideas clave

En este objeto de aprendizaje se van a tratar bases teóricas de la Cinética Química. Se describirá el papel de la incorporación de un catalizador en el matraz donde esté teniendo lugar una reacción química, cuyo efecto será el incremento de la velocidad de la misma. Se reforzará esta idea con la resolución de un ejemplo numérico que implica aplicar la ley de Arrhenius.

2 Introducción

La Cinética Química (CQ) se encarga de estudiar la velocidad de las reacciones químicas ^[1]. En este contexto, el concepto de catálisis es de gran relevancia por sus importantes implicaciones industriales y económicas.

Para que una reacción química sea espontánea, debe estar termodinámicamente favorecida. Esta condición no implica que además vaya a ser una reacción rápida (que alcance el equilibrio químico en una escala de tiempo reducida). CQ se encarga del estudio de reacciones muy diversas en su velocidad: algunas, como las explosiones, ocurren en fracciones de segundo mientras que otras, como la formación de petróleo, llevan millones de años.

La catálisis consiste en el incremento de la velocidad de una reacción química por efecto de la incorporación de un catalizador (una sustancia) en el matraz de reacción (en el recipiente donde la reacción esté teniendo lugar). Este fenómeno tiene importantes implicaciones industriales y por lo tanto económicas, puesto que la utilización de un catalizador adecuado puede causar la aceleración de una reacción química y hacer que un proceso industrial que inicialmente no fuera rentable pase a serlo.

3 Objetivos

Con la redacción de este artículo docente se persigue que los alumnos adquieran la capacidad de:

- Comprender la gran importancia del fenómeno de catálisis, vinculada al incremento de la velocidad de reacción que tiene lugar cuando un catalizador está presente en el matraz de reacción
- Resolver problemas numéricos relacionados con los conceptos expuestos. En concreto, calcular el factor por el cual se incrementa la velocidad de reacción debido a la presencia del catalizador

4 Desarrollo

Para comenzar, se va a describir el concepto de catálisis exponiendo las bases teóricas relacionadas con el mismo. Seguidamente, se mostrará un ejemplo numérico con el fin de ilustrar la gran relevancia de la catálisis. De ese modo se demostrará cómo la velocidad de reacción se ve marcadamente afectada por la presencia de un catalizador en el matraz de reacción.



4.1 ¿Qué es la catálisis?

La catálisis es el fenómeno por el cual, a través de la incorporación de un catalizador en el matraz de reacción, la velocidad de la misma se ve incrementada considerablemente. Este incremento lleva a veces a creer, erróneamente, que el catalizador es el causante de la reacción, cuando es meramente un acelerador de la misma.

Puesto que el fenómeno de catálisis implica la presencia de un catalizador, no es correcto afirmar que una reacción se ve *catalizada* por las condiciones de proceso, por ejemplo, por un incremento de temperatura. La expresión correcta sería que una temperatura elevada acelera esa reacción química.

Los catalizadores actúan sobre la cinética de la reacción sin afectar a su termodinámica. En otras palabras, la constante de equilibrio de la reacción será la misma haya o no haya catalizador presente [2]. El efecto del catalizador implica solamente a la cinética de la reacción, puesto que estando éste presente se alcanza el equilibrio mucho antes que en su ausencia (la reacción se acelera).

¿Por qué se acelera la reacción en presencia de un catalizador? Porque al añadirlo se hace posible un mecanismo de reacción que no era posible en su ausencia [3]. Así pues la barrera de energía que debe superar la reacción se ve disminuida y su velocidad aumenta considerablemente. En el siguiente ejemplo numérico veremos cómo este descenso de la barrera de energía (de la energía de activación, E_a) afecta a la constante cinética y por lo tanto a la velocidad de la reacción.

4.2 Cálculo del efecto del catalizador sobre la velocidad de reacción

Tras haber expuesto los conceptos básicos relativos a la catálisis se va a proponer y resolver un problema numérico que ilustra el efecto del catalizador sobre la constante cinética y por lo tanto sobre la velocidad de reacción. Éste es el enunciado del problema:

La E_a de cierta reacción en ausencia de catalizador es $75.24 \text{ KJ mol}^{-1}$ y en presencia de catalizador es $50.14 \text{ KJ mol}^{-1}$. ¿Cuántas veces aumentará la velocidad de reacción en presencia de catalizador si la reacción se desarrolla a 25°C ?

Para poder resolver el problema vamos a deducir la ecuación necesaria, para lo que se parte de la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Donde:

k: constante cinética de la reacción

A: factor preexponencial de la ecuación de Arrhenius. También se le llama factor de frecuencia o factor de Arrhenius

E_a : energía de activación de la reacción

R: constante $8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

T: temperatura (K)



Para linealizar la ecuación de Arrhenius, se aplican logaritmos neperianos. La ecuación linealizada quedaría así:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

A continuación, se escribe esta misma ecuación linealizada para dos situaciones concretas, sin catalizador y con catalizador, ambas con su correspondiente E_a y k . De este modo estamos considerando que cuando no hay catalizador presente la barrera de energía es elevada ($E_{a \text{ sin}}$) y esta situación tiene vinculada una constante cinética relativamente reducida (k_{sin}). Análogamente, al incorporar un catalizador en el matraz de reacción se tiene una nueva energía de activación, más reducida ($E_{a \text{ con}}$), y consecuentemente la constante cinética aumentará (k_{con}).

$$\ln k_{\text{con}} = \ln A - \frac{E_{a \text{ con}}}{RT} \qquad \ln k_{\text{sin}} = \ln A - \frac{E_{a \text{ sin}}}{RT}$$

Restando ambas ecuaciones y reordenando, se obtiene:

$$\ln \frac{k_{\text{con}}}{k_{\text{sin}}} = -\frac{1}{T} \left(\frac{E_{a \text{ con}} - E_{a \text{ sin}}}{R} \right)$$

Una vez obtenida la ecuación, se sustituyen los datos numéricos del enunciado:

$E_{a \text{ sin}}$ catalizador: $75.24 \text{ KJ mol}^{-1}$

$E_{a \text{ con}}$ catalizador: $50.14 \text{ KJ mol}^{-1}$

T: $25^\circ\text{C} = 298\text{K}$

Por lo tanto:

$$\ln \frac{k_{\text{con}}}{k_{\text{sin}}} = -\frac{1}{298\text{K}} \left(\frac{50140 \frac{\text{J}}{\text{mol}} - 75240 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{Kmol}}} \right)$$

Al operar, se obtiene que el valor de este logaritmo es 10.13, y por lo tanto aplicando una exponencial finalmente se concluye que el valor del cociente $k_{\text{con}}/k_{\text{sin}}$ es 25107

En conclusión, la constante cinética aumenta más de 25000 veces por el hecho de haber incorporado al matraz de reacción un catalizador que reduce la energía de activación de unos 75 a unos 50 KJ/mol.

5 Cierre

En este objeto de aprendizaje se han expuesto las bases teóricas relativas al fenómeno de catálisis, haciendo referencia a la gran importancia industrial y económica del uso de los catalizadores. Se ha relacionado la actuación de los catalizadores con el descenso en la barrera de energía de la reacción química, y se ha utilizado un ejemplo numérico para ilustrar los conceptos anteriores.

6 Bibliografía

[1] http://es.wikipedia.org/wiki/Cin%C3%A9tica_qu%C3%ADmica

[2] FISICOQUÍMICA. Clyde R. Metz. Ed. McGraw-Hill. 1991

[3] FISICOQUÍMICA. Levine, I. N. McGraw-Hill. 1991