



Equilibrio químico: Modificaciones del estado de equilibrio



Cociente de reacción y equilibrio

El conocimiento de la constante de equilibrio de una reacción permite decidir si un sistema está en equilibrio o no, y el sentido en que evoluciona el sistema para alcanzar el equilibrio, para unas concentraciones dadas de las sustancias que intervienen.

La relación de concentraciones de productos y reactivos, análoga a la constante de equilibrio pero en cualquier situación, no necesariamente de equilibrio, se llama **cociente de reacción, Q**.

- Si $Q=K$ el sistema no evoluciona, porque está en equilibrio.
- Si $Q<K$ el sistema evoluciona hacia la derecha para alcanzar el equilibrio.
- Si $Q>K$ el sistema evoluciona hacia la izquierda para alcanzar el equilibrio.

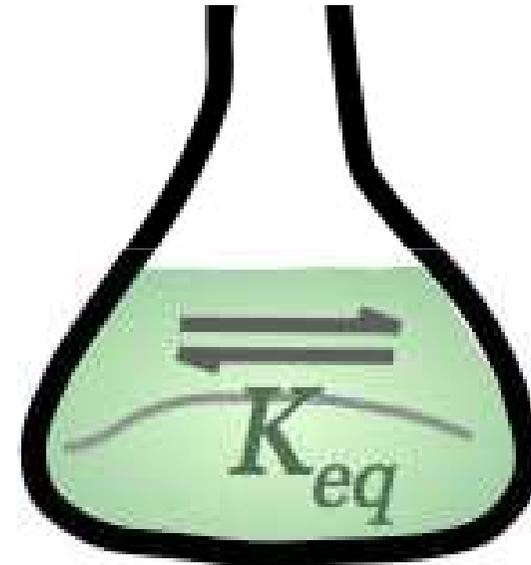


Imagen 1 Elaboración propia



Principio de Le Chatelier

Atendiendo a observaciones puramente experimentales, Le Chatelier propuso en 1884 que:

“Cuando sobre un sistema en equilibrio se realiza una acción externa que lo perturba rompiendo el estado de equilibrio, el sistema evoluciona para alcanzar un nuevo estado de equilibrio, oponiéndose a la acción externa para que la perturbación sea menor de la esperada.”

Se pueden modificar las cantidades de sustancia, el volumen del recipiente, la presión y la temperatura.

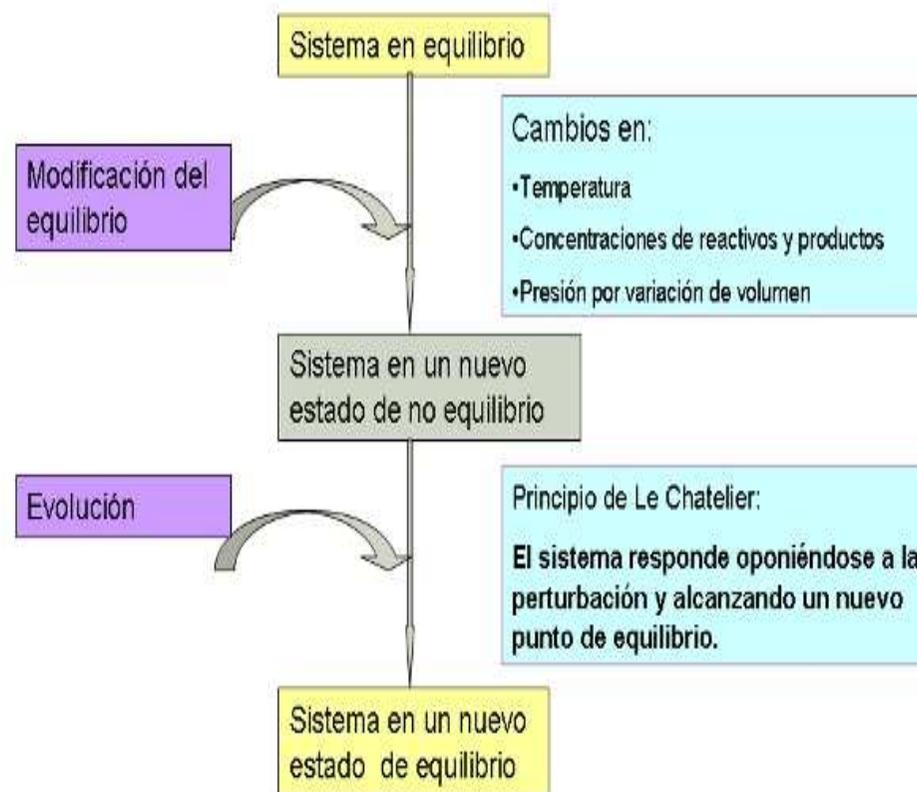


Imagen 2 Elaboración propia



Aplicación del principio de Le Chatelier

Si aumenta (disminuye) la concentración de una sustancia	el sistema evoluciona en el sentido	en que se consume (se produce) esa sustancia
Si aumenta (disminuye) la presión del sistema		en que disminuye (aumenta) la cantidad de sustancia de gases
Si aumenta (disminuye) la temperatura		endotérmico (exotérmico)

La síntesis del amoníaco

El NH₃ se obtiene por el método denominado proceso Haber-Bosch:



No conviene trabajar a temperaturas demasiado bajas, porque entonces la reacción es excesivamente lenta. Para conseguir que el equilibrio se alcance en un tiempo razonable, **la temperatura de trabajo es media, del orden de 450 °C**, y **se utiliza un catalizador** para disminuir la barrera de energía. En cuanto a **la presión, es alta, del orden de 500-600 atmósferas**.

Además, aprovechando la solubilidad del **amoníaco** en agua, **se va eliminando de la mezcla gaseosa** al disolverlo en una lluvia de agua pulverizada, con lo que el equilibrio se desplaza para producir más amoníaco.