

Equilibrio químico

Luis A. Gaviria, QF¹; Beatriz Salgado, QF, MSc²

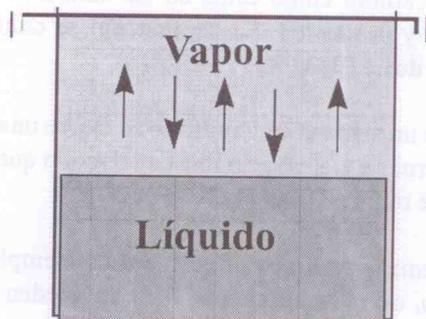
¹Profesor jubilado, Fac. de Ciencias Exactas y Naturales;

²Catedrática, Facultad de Química Farmacéutica;
Universidad de Antioquia

Introducción

Un estado de equilibrio, es aquel en el cual ocurren simultáneamente dos procesos opuestos a igual velocidad.

Un equilibrio puede ser físico o químico. Un **equilibrio físico** puede ser por ejemplo, la evaporación de un líquido, confinado en un recipiente cerrado, y la condensación de sus vapores.



Figur 4.1 Un ejemplo de equilibrio físico

Si el recipiente estuviera abierto se evaporaría todo el líquido, pero al estar cerrado, las moléculas del líquido que pasan al vapor, chocan con las paredes y tapas del recipiente y luego de un tiempo las podemos observar de nuevo en forma líquida.

De igual manera, se establece un estado de **equilibrio químico** cuando dos sustancias reaccionan generando uno o varios productos y estos a la vez se descomponen dando lugar a los reactantes iniciales.

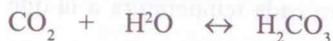
Por ejemplo, supongamos la reacción entre el dióxido de carbono (CO_2), gaseoso y el agua (H_2O), para formar el ácido carbónico (H_2CO_3), según la siguiente ecuación:



Desde el mismo momento en que el ácido carbónico se forma, empieza a descomponerse en una reacción opuesta para generar el CO_2 y el agua iniciales, de la siguiente manera:



Estas reacciones que ocurren en direcciones opuestas se llaman reacciones **reversibles** y las representamos con **doble flecha** :

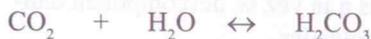


La reacción que procede hacia la derecha se conoce como reacción directa, mientras que la que ocurre en dirección opuesta se denomina reacción inversa.

¿Cuándo se llega al estado de equilibrio? Consideremos en primer lugar que la velocidad de una reacción en general varía en forma directa con la concentración de sus reactantes, es decir, si la concentración de estos es grande, la velocidad es elevada y a medida que su concentración disminuye, también disminuye la velocidad de la reacción. Según esto, en un principio la velocidad de la reacción directa es grande debido a que la concentración de los reactantes es alta, mientras la velocidad de la reacción inversa es nula porque la concentración de los productos, que a su vez serían los reactantes para la reacción inversa, vale cero. Sin embargo, a medida que el tiempo transcurre la velocidad directa disminuye y la inversa aumenta hasta cuando las dos son iguales, es decir $V_d = V_i$. En ese momento se llega al estado de equilibrio y en este estado las concentraciones de reactantes y productos permanecen **constantes, invariables, pero no iguales**. Las dos reacciones, directa e inversa, continúan dándose simultáneamente, por esto el equilibrio químico se describe como un equilibrio dinámico.

Ley de Equilibrio y Constante de Equilibrio.

Como la velocidad de una reacción es directamente proporcional a la concentración de los reactantes, para la reacción



podemos escribir, para la reacción directa: $V_d = k_d [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]$ y para la reacción inversa $V_i = k_i [\text{H}_2\text{CO}_3]$

Pero, en el equilibrio $V_d = V_i$, luego

$$k_d [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}] = k_i [\text{H}_2\text{CO}_3]$$

Reagrupando términos:

$$k_d / k_i = [\text{H}_2\text{CO}_3] / [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}] = K_e$$

La expresión anterior se conoce como la ley del equilibrio químico, en la cual k_d y k_i se llaman constantes de velocidad directa e inversa; $[\text{H}_2\text{CO}_3]$, $[\text{H}_2\text{O}]$, $[\text{CO}_2]$ son las concentraciones en mol/l de los productos y los reactantes, y la relación entre las constantes de velocidad directa e inversa produce una nueva constante K_e , llamada constante de equilibrio. Esa constante tiene un valor específico para cada reacción y para cada temperatura a la que tenga lugar esa reacción.

Significado del valor de la constante, K_e .

Para una reacción reversible general:



La ley de equilibrio está dada por la ecuación:

$$K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Es decir la K_e es igual a la relación entre la concentración de los productos multiplicados entre sí y las concentraciones de los reactantes multiplicados entre sí y elevados todos a unos exponentes iguales a los coeficientes en la ecuación química balanceada. Según esto, la K_e puede tener valores mayores que la unidad o menores que la unidad.

Si $K_e > 1$, significa que en el estado de equilibrio las concentraciones de los productos son mayores que la de los reactantes. Suele decirse que el equilibrio está desplazado hacia los productos.

Si $K_e < 1$, significa que en el estado de equilibrio las concentraciones de los productos son menores que la de los reactantes. Suele decirse que el equilibrio está desplazado hacia los reactantes.

Principio de Le Chatelier

Una reacción química en equilibrio puede verse afectada por un cambio de origen externo, tal como la adición de más reactivo o la extracción de productos. En 1884, Henri Le Chatelier explicó por primera vez la alteración que produce un cambio como estos en las concentraciones de reactivos y productos. Su explicación se conoce como principio de Le Chatelier:

“Si sobre un sistema en equilibrio se ejerce una perturbación externa, el sistema cambia de tal modo que la perturbación se reduce al mínimo”.

Los sistemas vivos nos ofrecen varios ejemplos de este principio, de tal manera que ellos se pueden adecuar a nuevas condiciones del medio. Consideremos el ejemplo siguiente:

La corriente sanguínea transporta oxígeno a las células. Una vez en la sangre del lecho pulmonar el O_2 interacciona con la hemoglobina y se forma la oxihemoglobina, pero la oxihemoglobina se descompone en los tejidos liberando el O_2 y regenerando la hemoglobina. Esto significa que la reacción es reversible y podemos escribirla así: