

## Constante de equilibrio

## Equilibrium Constant

María G. Castillo-Arteaga <sup>a</sup>

---

### Abstract:

The equilibrium constant, established since 1864, is a concept of relevant importance in the study of physical chemistry that, in addition to being determined, has applications that are mentioned in this summary.

### Keywords:

*Equilibrium constant, Chemical equilibrium, Homogeneous chemical equilibrium, Heterogeneous chemical equilibrium, Reaction prediction and Concentration at equilibrium.*

---

### Resumen:

La constante de equilibrio, establecida desde 1864, es un concepto de relevante importancia en el estudio de la fisicoquímica que además de ser determinada, tiene aplicaciones que se mencionan en el presente resumen.

### Palabras Clave:

*Constante de equilibrio, Equilibrio químico, Equilibrio químico homogéneo, Equilibrio químico heterogéneo, Predicción de reacción y Concentración en el equilibrio.*

---

### Equilibrio Químico.

El equilibrio químico es un estado en el que no se observan cambios conforme el tiempo transcurre.

Cuando una reacción química llega al estado de equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos

permanecen constantes en el tiempo, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema.

La reacción química se efectúa en ambas direcciones

Por ejemplo: 
$$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$$

A nivel industrial, las reacciones químicas deben maximizar la conversión de reactivos en productos, minimizando el consumo de energía. Si la reacción produce una mezcla en equilibrio las condiciones deberán ajustarse para favorecer la obtención de productos. 1.

Hay varios factores que pueden alterar una reacción en equilibrio:

Cambiar la concentración de reactivos o productos

- Cambiar la presión y el volumen

- Cambiar la temperatura

- Adición de catalizadores (esto sólo para aumentar la velocidad en la que se alcance el equilibrio).

Dentro de estos factores, la temperatura afecta en la constante de equilibrio de una reacción química.

### Constante de equilibrio. Formulación e interpretación.

En 1864, los químicos noruegos, Guldberg y Waage, propusieron la ley de acción de masas, esta ley establece que para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante K (la constante de equilibrio)

---

<sup>a</sup> María Guadalupe Castillo Arteaga, Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo | Escuela Preparatoria Número Cuatro | Pachuca de Soto-Hidalgo | México, <https://orcid.org/0000-0002-9298-0960>, Email: [maria\\_castillo2883@uaeh.edu.mx](mailto:maria_castillo2883@uaeh.edu.mx)

Fecha de recepción: 19/09/2025, Fecha de aceptación: 27/10/2025, Fecha de publicación: 05/01/2026

DOI: <https://doi.org/10.29057/prepa4.v14i27.16047>



Así, tomando en cuenta la reacción reversible general (balanceada):

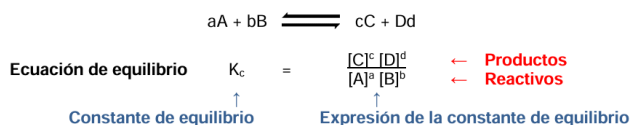


Fig.1 Expresión general de la constante de equilibrio

Sin importar cuales sean las concentraciones individuales en determinado experimento, la relación de concentraciones para una reacción, a determinada temperatura tiene siempre el mismo valor.

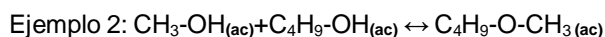
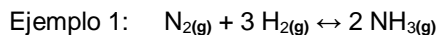
**K** representa la constante de equilibrio, la letra **c** como subíndice significa que la constante está en función de las concentraciones, así, los corchetes **[ ]**, indican la concentración molar de la sustancia indicada dentro de ellos; estas sustancias, pueden ser gases o moléculas, iones en disolución, pero no sólidos ni líquidos puros.

Esta expresión de la constante de equilibrio, se interpreta de la siguiente manera: La constante de equilibrio  $K_c$  es el número que resulta de multiplicar las concentraciones de todos los productos y de dividirlos entre el producto de las concentraciones de todos los reactivos cuando el sistema se encuentra en equilibrio; la concentración de cada sustancia elevada a la potencia de su coeficiente en la ecuación química balanceada.

## Tipos de equilibrios químicos y la constante de equilibrio

Se distinguen dos tipos de equilibrios químicos:

1. **Equilibrio Químico Homogéneo:** participan sustancias gaseosas o en solución acuosa en la reacción química.



La constante de equilibrio se determina conforme lo explicado anteriormente:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Fig. 2 Expresión de la constante de equilibrio para equilibrio homogéneo (ejemplo 1).

2. **Equilibrio Químico Heterogéneo:** participan sustancias gaseosas, en solución acuosa, líquidos y/o sólidas en la reacción química.



Para sistemas en equilibrio heterogéneo, por regla general, las concentraciones de sólidos puros y líquidos puros **no** se incluyen en la constante de equilibrio; ya que sólo gases y solutos en disolución pueden variar sus concentraciones.

La relación de concentraciones para un sólido puro (y también para un líquido) es igual a uno.

Así, para los ejemplos en cuestión:



Fig.3 Constante de equilibrio para ejemplo 1 de equilibrio heterogéneo.

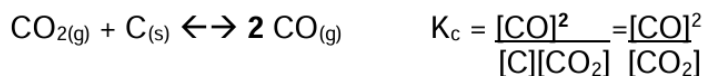


Fig. 4. Constante de equilibrio para ejemplo 2 de equilibrio heterogéneo.

## Aplicaciones de la constante de equilibrio.

### I. Predicción de la dirección de una reacción:

Para reacciones que no han alcanzado el equilibrio, al sustituir las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio se obtiene un cociente de reacción (**Qc**), en lugar de la constante de equilibrio (**Kc**).

Para determinar la dirección de la reacción neta para llegar al equilibrio, se comparan los valores de  $Q_c$  y  $K_c$ .

Esto da lugar a tres posibles situaciones:

<b><math>Q_c &lt; K_c</math></b>	El sentido de la reacción es: $\rightarrow$
<b><math>Q_c = K_c</math></b>	La reacción está en equilibrio
<b><math>Q_c &gt; K_c</math></b>	El sentido de la reacción es: $\leftarrow$
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <math>Q_c &lt; K_c</math> La relación de concentraciones iniciales de productos entre reactivos es muy pequeña. Para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben convertirse en productos, y el sistema va de izquierda a derecha (los reactivos se consumen para formar productos).</li> <li>• <math>Q_c = K_c</math> Las concentraciones iniciales son las concentraciones de equilibrio. El sistema está en equilibrio.</li> <li>• <math>Q_c &gt; K_c</math> La relación de concentraciones iniciales de productos entre reactivos es muy grande. Para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos, de modo que el sistema va de derecha a izquierda (los productos se consumen y se forman los reactivos) para alcanzar el equilibrio.</li> </ul>	

Fig. 5. Predicción de reacción por comparativo entre coeficiente y constante de equilibrio

Ejemplo de esta aplicación:

La constante de equilibrio  $K_c$  a  $430^\circ\text{C}$  es de 54.3 para la reacción:  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{HI}_{(g)}$

Suponga que en cierto experimento se colocan 0.243 moles de  $\text{H}_2$ , 0.146 moles de  $\text{I}_2$  y 1.98 moles de  $\text{HI}$  en un recipiente de 1.00 L a  $430^\circ\text{C}$ . ¿Cuál será el sentido de la reacción?

$$Q_c = \frac{[\text{HI}_{(g)}]^2}{[\text{H}_{2(g)}][\text{I}_{2(g)}]} = \frac{(1.98)^2}{(0.243)(0.146)} = 111$$

cómo:  $111 > 54.3$  es decir,  $Q_c > K_c$  para alcanzar el equilibrio,

los productos deben transformarse en reactivos.

La reacción irá de derecha a izquierda [←]

Fig. 6. Predicción de reacción a partir de  $K_c$

## II. Cálculo de las concentraciones de equilibrio

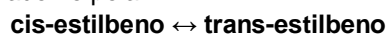
Si se conoce la constante de equilibrio para una reacción dada, se pueden calcular las concentraciones de la mezcla en equilibrio, a partir de las concentraciones iniciales.

Se recomienda usar el llamado Método ICE que consiste en:

1. Expresar las concentraciones de equilibrio de todas las especies en términos de las concentraciones iniciales y una sola variable  $x$  que representa el cambio de concentración.
2. Escribir la expresión de la constante de equilibrio en términos de las concentraciones de equilibrio.
3. Con el valor conocido de la constante de equilibrio, despejar y obtener el valor de  $x$ .
4. Una vez conocida  $x$ , calcular las concentraciones de equilibrio de todas las especies.

Ejemplo:

En un sistema participan dos compuestos orgánicos, cis-estilbeno y trans-estilbeno, en un disolvente hidrocarbonado no polar:



La constante de equilibrio ( $K_c$ ) para este sistema es de 24.0 a  $200^\circ\text{C}$ .

Suponiendo que al inicio sólo está presente cis-estilbeno en una concentración de 0.850 mol/L. Para calcular las concentraciones de cis- y trans-estilbeno en el equilibrio, se comienza por deducir de la estequiometría de la reacción (balanceo) se tiene que por cada mol de cis-estilbeno transformado se genera un mol de trans-estilbeno.

MÉTODO ICE		
cis-estilbeno $\leftrightarrow$ trans-estilbeno		
INICIO	0.850M	0
CAMBIO	-X	+X
EQUILIBRIO	0.850-X	+X

Un cambio positivo (+) representa un incremento de la concentración al equilibrio, y un cambio negativo (-) una disminución de esa concentración.

De la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{trans-estilbeno}]}{[\text{cis-estilbeno}]} = \frac{+x}{(0.850-x)} = 24$$

$$\begin{aligned} \text{Despejando } x: \quad 24(0.850-x) &= x \\ 20.4 &= x + 24x \\ 20.4 &= 25x \\ x &= 20.4/25 = 0.816 \end{aligned}$$

Una vez resuelta  $x$ , se calculan las concentraciones de equilibrio de las dos sustancias:

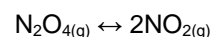
$$\begin{aligned} [\text{cis-estilbeno}] &= (0.850-x) \\ &= (0.850 - 0.816) = \mathbf{0.034M} \end{aligned}$$

$$[\text{trans-estilbeno}] = (+x) = \mathbf{0.816 M}$$

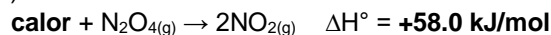
## III. Efecto de la temperatura.

El valor de la constante de equilibrio se altera con los cambios en la temperatura.

Para entender esto, considerando la reacción:



La reacción hacia la derecha es endotérmica (absorbe calor,  $\Delta H^\circ > 0$ ):



la reacción inversa es exotérmica (libera calor,  $\Delta H^\circ < 0$ ):



Un incremento en la temperatura favorece la dirección endotérmica de la reacción (de izquierda a derecha en la ecuación de equilibrio), que disminuye  $[\text{N}_2\text{O}_4]$  e incrementa  $[\text{NO}_2]$ .

La constante de equilibrio, dada por:  $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$  = valor grande

aumenta cuando el sistema se calienta.

Un descenso en la temperatura favorece la dirección exotérmica de la reacción (de derecha a izquierda en la ecuación de equilibrio), que disminuye  $[\text{NO}_2]$  y aumenta

$[\text{N}_2\text{O}_4]$ .

La constante de equilibrio, dada por:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \text{valor pequeño}$$

valor grande

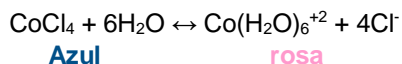
disminuye cuando el sistema se enfría.

Situaciones como esta, dan lugar a reacciones llamativas como por ejemplo:



Fig. 7. Efecto de la temperatura en un sistema en equilibrio

En el equilibrio entre los iones:



La formación de  $\text{CoCl}_4^{-2}$  es un proceso endotérmico. Con el calentamiento, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y la disolución se vuelve azul.

El enfriamiento favorece la reacción exotérmica, la formación de  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$  y la disolución se torna rosa.

## Referencias

- [1] Raymond, Chang; Kenneth A., Golsby. Química. 12 edición. España: Mc Graw Hill Education 2017.
- [2] John E. MacMurry; Robert C. Fay. Química General. 5ª edición. México: Pearson Educación 2009.