

# **Química General II**

## **UNIDAD 4: Equilibrio Químico**

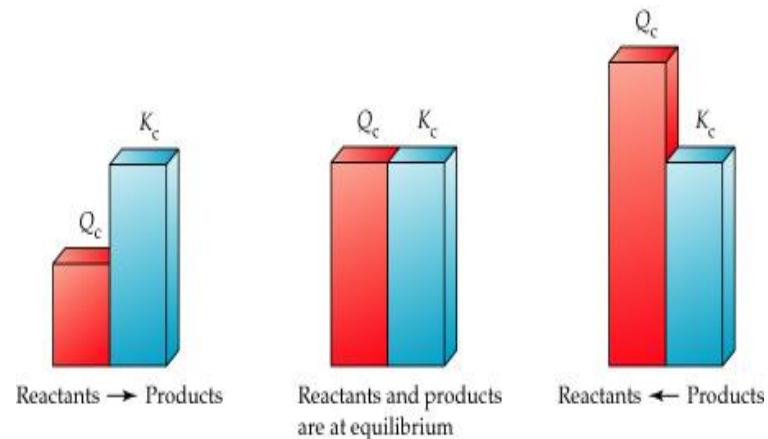
**Prof. Myleidi Vera Otero**  
[mylevera@udec.cl](mailto:mylevera@udec.cl)

# Contenidos de la clase

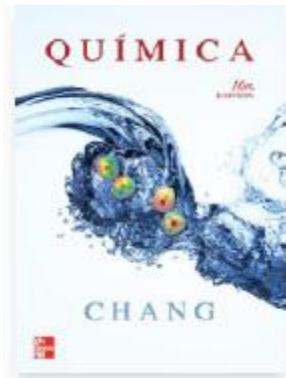
## Unidad 4: Equilibrio Químico

### Equilibrio Químico

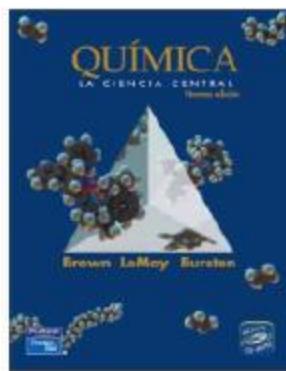
- Cociente de reacción.
- Cálculo de las concentraciones de equilibrio.



# ¿Dónde estudiar?

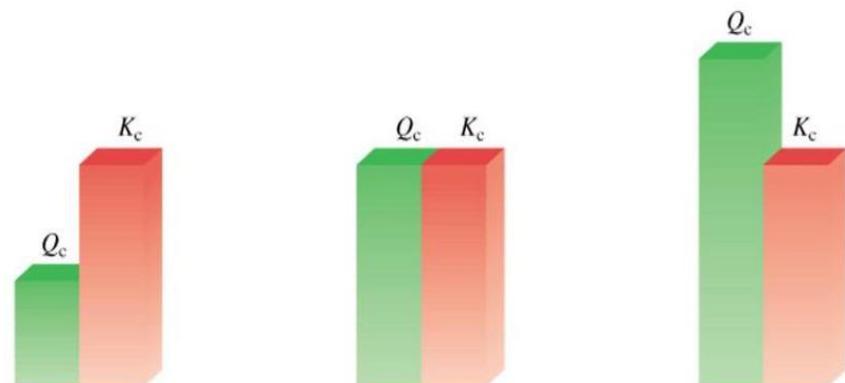


Raymond Chang  
**Química**  
10ma Edición, McGraw Hill  
**CAPÍTULO 14**



T. Brown, H LeMay y B. Busrten  
**Química. La ciencia Central**  
9na Edición, Pearson Prentice Hall  
**CAPÍTULO 15**

# Cociente de reacción $Q_c$



# Cociente de reacción $Q_c$

¿Como saber la dirección que seguirá una reacción (hacia productos o reactivos) para alcanzar el equilibrio?

Por ejemplo en un experimento se colocan 0.243 moles de  $H_2$ , 0.146 moles de  $I_2$  y 1.98 moles de HI en un recipiente de 1.00 L a 430°C



Cual será la dirección que tomará el sistema. Se formará más  $H_2$  y  $I_2$  o se obtendrá mas HI?



# Cociente de reacción $Q_c$

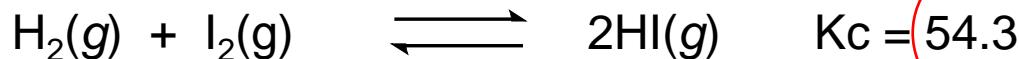
Para determinar la dirección neta de la reacción al llegar al equilibrio, *se sustituyen las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio y se calcula el cociente de reacción ( $Q_c$ ) y este lo comparamos con los valores de  $K_c$ .*

## La comparación da lugar a tres posibles situaciones:

- $Q_c < K_c$  Para alcanzar el equilibrio, *los reactivos deben convertirse en productos, y el sistema va hacia la derecha* (se formaran más productos en la reacción).
- $Q_c = K_c$  *Las concentraciones iniciales son las concentraciones de equilibrio. El sistema está en equilibrio.*
- $Q_c > K_c$  Para alcanzar el equilibrio, *los productos deben convertirse en reactivos, de modo que el sistema va hacia la izquierda* (se formaran más reactivos en la reacción).

# Cociente de reacción $Q_c$

Así para la reacción:



En un volumen de 1.00 L

$$[H_2]_0 = 0.243 \text{ mol/L}$$

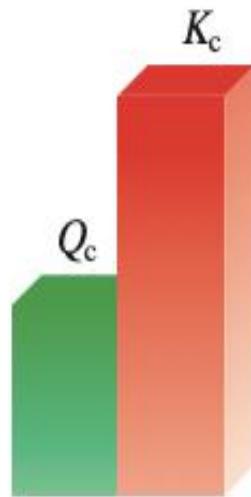
$$[I_2]_0 = 0.146 \text{ mol/L}$$

$$[HI]_0 = 1.98 \text{ mol/L}$$

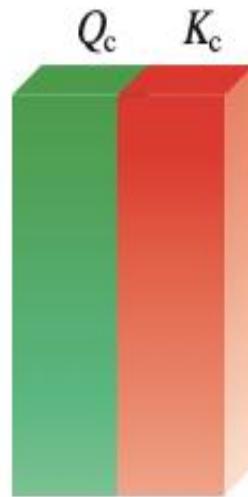
$$Q_c = \frac{[HI]^2_0}{[H_2]_0[I_2]_0} = \frac{(1.98)^2}{(0.243)(0.146)} = 111$$

Se cumple que  $Q_c > K_c$ , por lo tanto se debe *consumir el producto y formar más reactivo para alcanzar el equilibrio.*

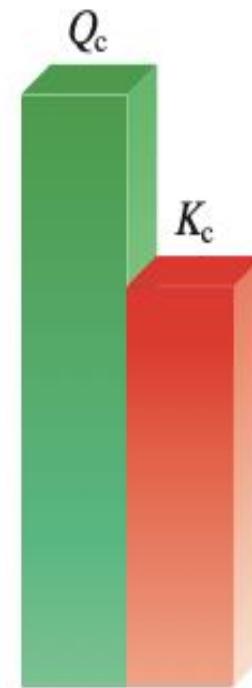
# Cociente de reacción $Q_c$



Reactivos → Productos



Equilibrio: sin cambio neto



Reactivos ← Productos

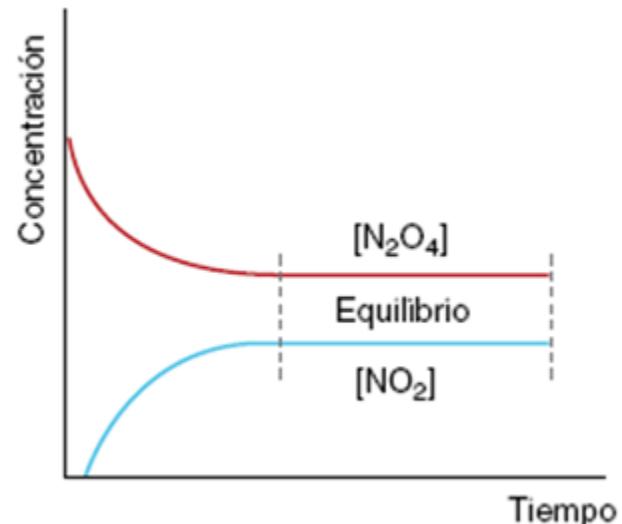
# Ejercicio

La constante de equilibrio ( $K_c$ ) para la formación de cloruro de nitrosilo, un compuesto de color amarillo naranja, a partir de óxido nítrico y cloro molecular tiene un valor de  $6.5 \times 10^4$  a  $35^\circ\text{C}$ .



En un experimento se mezclan  $2.0 \times 10^{-2}$  moles de NO,  $8.3 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{Cl}_2$  y 6.8 moles de NOCl en un matraz de 2.0 L. ¿En qué dirección el sistema alcanzará el equilibrio?

# Cálculo de concentraciones en equilibrio



# Cálculo de concentraciones en equilibrio

*Si conocemos la constante de equilibrio para una reacción dada podemos calcular las concentraciones de la mezcla en equilibrio, a partir de las concentraciones iniciales. De hecho es frecuente que sólo se proporcionen las concentraciones iniciales de los reactivos.*

El método para resolver problemas de constantes de equilibrio se puede resumir así:

1. Exprese 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. Escriba la expresión de la constante de equilibrio en términos de las concentraciones de equilibrio. Si se conoce el valor de la constante de equilibrio, despeje y obtenga el valor de  $x$ .
3. Una vez conocida  $x$ , calcule las concentraciones de equilibrio de todas las especies.

# Ejercicio

Una mezcla de 0.500 moles de  $\text{H}_2$  y 0.500 moles de  $\text{I}_2$  se coloca en un recipiente de acero inoxidable de 1.00 L a 430°C. La constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción  $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}(g)$  es de 54.3 a esta temperatura. Calcule las concentraciones de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  y  $\text{HI}$  en el equilibrio.

# Ejercicio

Una muestra de gas  $\text{NO}_2$  puro se descompone a 1000 K:  $2\text{NO}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g)$ . La constante de equilibrio  $K_P$  es de 158. Un análisis muestra que la presión parcial de  $\text{O}_2$  en equilibrio es de 0.25 atm. Determine la presión de NO y de  $\text{NO}_2$  en la mezcla en equilibrio.

# Ejercicio

Para el equilibrio  $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ , la constante de equilibrio  $K_p$  es 0.497 a 500 K. Se carga un cilindro de gas con  $\text{PCl}_5(g)$  a 500 K a una presión inicial de 1.66 atm. ¿Cuáles son las presiones de equilibrio de  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$  a esta temperatura?

# Ejercicio

La constante de equilibrio  $K_c$  para la descomposición del fosgeno,  $\text{COCl}_2$ , es de  $4.63 \times 10^{-3}$  a  $527^\circ\text{C}$ :  $\text{COCl}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{Cl}_2(g)$ . Calcule la presión parcial en el equilibrio de todos los componentes, comenzando con fosgeno puro a 0.760 atm.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

R.  $P_{\text{COCl}_2} = 0.407 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{CO}} = P_{\text{Cl}_2} = 0.353 \text{ atm}$

# Ejercicio

A 1280 °C la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción  $\text{Br}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{Br}(g)$  es de  $1.1 \times 10^{-3}$ . Si las concentraciones iniciales son  $[\text{Br}_2] = 6.3 \times 10^{-2} \text{ M}$  y  $[\text{Br}] = 1.2 \times 10^{-2} \text{ M}$ . Calcule las concentraciones de estas especies en el equilibrio.

R.  $[\text{Br}_2] = 0.065 \text{ M}$ ;  $[\text{Br}] = 8.6 \times 10^{-3} \text{ M}$

# **FIN DE LA CLASE** ☺

**Prof. Myleidi Vera**  
**mylevera@udec.cl**