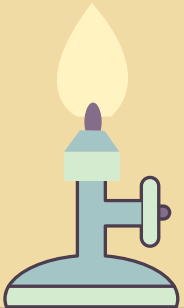
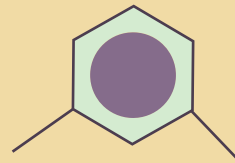


Ayudantía Qca. General – Intro a la Qca

Equilibrio Químico



Contenidos



01

Equilibrio Químico

02

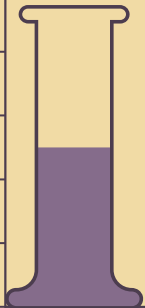
**Constantes de
Equilibrio (K_c y K_p)**

03

**ICE (Inicio, Cambio y
Equilibrio)**

04

**Principio de Le
Châtelier**





01

Equilibrio Químico

Conceptos **Importantes**

Equilibrio Químico: El equilibrio químico ocurre cuando las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes con el tiempo porque las reacciones hacia adelante y hacia atrás suceden a la misma velocidad.

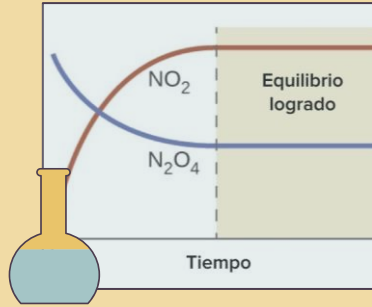
Reacción Reversible: Una reacción en la que los productos formados pueden convertirse de nuevo en los reactivos originales. Ejemplo: Agua y dióxido de carbono forman ácido carbónico.

Concentración de Equilibrio: La cantidad de reactivos y productos presentes en el sistema cuando se alcanza el equilibrio químico

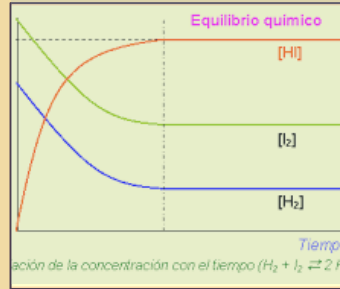
Equilibrio Dinámico: En el equilibrio dinámico, las concentraciones de reactivos y productos son constantes, pero las moléculas individuales siguen reaccionando entre sí.

Constante de equilibrio: Es un número que expresa la relación entre las concentraciones de productos y reactivos en el equilibrio. **En el cálculo, no se consideran las concentraciones de sólidos (s)**

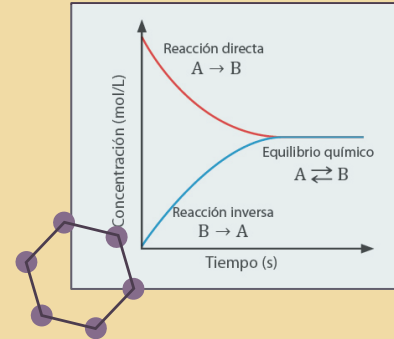
Representación Gráfica



**Equilibrio entre
 NO_2 y N_2O_4**



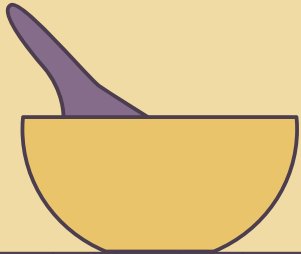
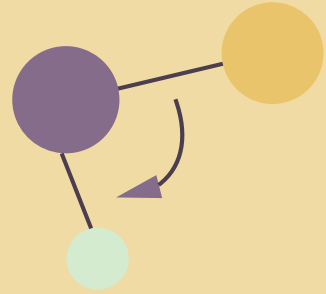
**Equilibrio en el
tiempo**



**Equilibrio
Químico**

02

Constantes de Equilibrio



Kc y Kp

Considerar una reacción cualquiera $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$



Constante de equilibrio químico (Kc)

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



Se trabaja con la concentración molar

[]



Constante de equilibrio químico gaseoso (Kp)

$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_B)^b \cdot (P_A)^a}$$

Se trabaja con la presión parcial de cada gas



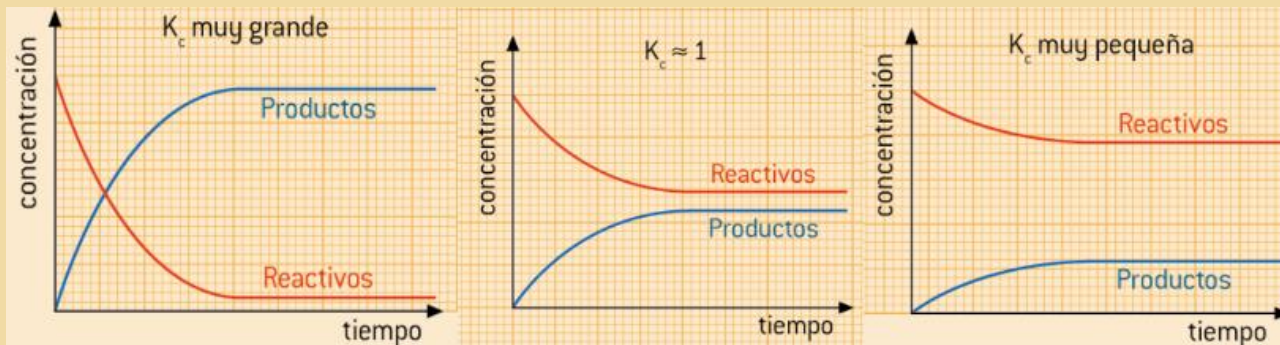
Relación entre ambas constantes (Kp y Kc)

$$K_p = K_c \cdot (r \cdot T)^{\Delta n}$$

$r = 0.082$ y T corresponde a la temperatura en Kelvin.

$$\Delta n = (d + c) - (b + a)$$

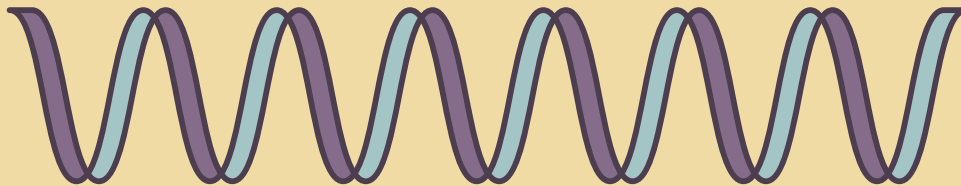
Gráficas de las constantes



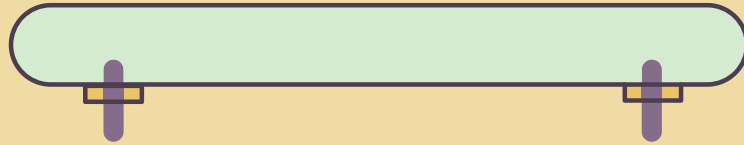
Si K es muy grande: La reacción directa progresa hasta que prácticamente se agota alguno de los reactivos.

Si $K \approx 1$: En el equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos son similares.

Si K es muy pequeña: La reacción está muy desplazada hacia los reactivos y apenas se forman productos.



Ejercitemos!



Para el equilibrio gaseoso:



Se tiene que la constante K_C , a 200°C , vale 40. Determinar el valor de K_P

4 H
4 C
4 N
10 O

4 H
2 O + 8 O = 10 O
4 N
4 C

$$C^2 + 273 = 4$$

$$200 + 273 = 473 \text{ K}$$

$$K_C = 40, K_P = ?$$

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$K_P = 40 (0.082 \cdot 473 \text{ K})^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (\text{Prod} - \text{React})$$

$$\Delta n = (4 + 2 + 2) - (5 + 4) = -1$$

$$K_P = 40 (0.082 \cdot 473 \text{ K})^{-1} = \boxed{1.03}$$

$$\begin{array}{c|c} 2N & 2N \\ 40 & 2 \cdot 20 + 2 = 40 \end{array}$$

La constante de equilibrio (K_p), para la reacción



¿Cuál es la presión en el equilibrio de O_2 , si $P_{\text{NO}_2} = \underline{0.400} \text{ atm}$ y $P_{\text{NO}} = \underline{0.270} \text{ atm}$?

$$K_p = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} \quad \rightarrow \quad 158 = \frac{[0.270]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[0.400]^2}$$

$$\frac{158 \cdot [0.400]^2}{[0.270]^2} = [\text{O}_2] \rightarrow \boxed{346,7 \text{ atm}}$$

Se determinó que una disolución acuosa de ácido acético a 25°C tiene las siguientes concentraciones de equilibrio: $[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 1.65 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; $[\text{H}^+] = 5.44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; y $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 5.44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Calcule la constante de equilibrio (K_c) para la ionización del ácido acético a 25°C.

La reacción es: $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{ac}) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- (\text{ac})$

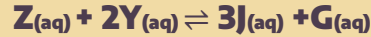


$$1,65 \cdot 10^{-2} \quad | \quad 5,44 \cdot 10^{-4} \quad | \quad 5,44 \cdot 10^{-4}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]} \rightarrow K_c = \frac{[5,44 \cdot 10^{-4}] [5,44 \cdot 10^{-4}]}{[1,65 \cdot 10^{-2}]}$$

$$K_c = 1,79 \cdot 10^{-5}$$

Considerando la reacción en equilibrio:



Sabiendo que las cantidades de cada sustancia en el equilibrio son 2.0 moles de (Z), 1.0 moles de (Y), 4.0 moles de (I), y 1.0 moles de (G), calcule la constante de equilibrio (K_c) a una temperatura de 25 °C, dado que el volumen del recipiente es de 2.0 L

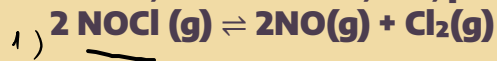
$$\begin{array}{l} \text{Z} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ M} \\ \text{Y} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \frac{1}{2} \text{ M} \\ \text{I} = \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \text{ M} \\ \text{G} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \frac{1}{2} \text{ M} \end{array} \quad \begin{array}{l} K_c = ? \\ V = 2 \text{ L} \end{array}$$

$$M = \frac{n}{V(\text{L})} \rightarrow \frac{\text{mol}}{2 \text{ L}}$$

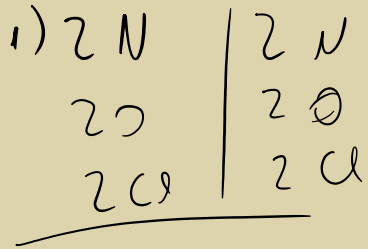
$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{I}]^3 \cdot [\text{G}]}{[\text{Z}] \cdot [\text{Y}]^2} = \frac{[2]^3 \cdot [\frac{1}{2}]}{[1] \cdot [\frac{1}{2}]^2} \\ &= \frac{8 \cdot \frac{1}{2}}{1 \cdot \frac{1}{4}} = \frac{4}{\frac{1}{4}} = 4 \cdot \frac{4}{1} = \boxed{16} \end{aligned}$$

$$K_c = \boxed{16}$$

Dado el valor $K_c = 2,00 \cdot 10^{-10}$ a $25,0^\circ\text{C}$, para la reacción:



Calcula el valor de K_c para la reacción:

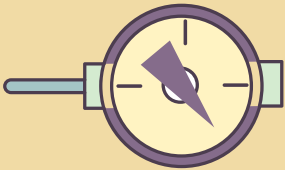
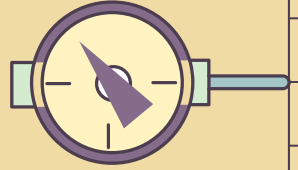


$$K_{c1} = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = 2,0 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{c2} = ? \rightarrow \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{NO}]^2} = \left[\frac{1}{2,0 \cdot 10^{-10}} \right] = \boxed{5 \cdot 10^9} = K_{c2}$$

03

ICE (Inicio, Cambio y Equilibrio)





¿Cómo enfrentar un ejercicio ICE?

Inicio (I)

Anota las concentraciones iniciales de reactivos y productos. Si no hay productos al inicio, serán cero.

Expresar

Escribe la expresión de K_c usando las concentraciones de equilibrio.

Cambio (C)

Usa 'x' para representar el cambio en concentraciones.
Reactivos (izquierda): '-x'.
Productos (derecha): '+x'.
Considera los coeficientes estequiométricos.

Resolver

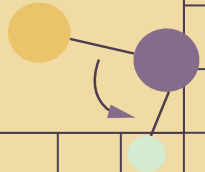
Plantea y resuelve la ecuación con la expresión de K_c y las concentraciones en términos de 'x'.

Equilibrio (E)

Suma el Inicio y el Cambio para obtener las concentraciones de equilibrio: Reactivos: 'inicial - x'. Productos: 'inicial + x'.

Calcular

Sustituye 'x' en las expresiones de equilibrio para obtener las concentraciones finales.



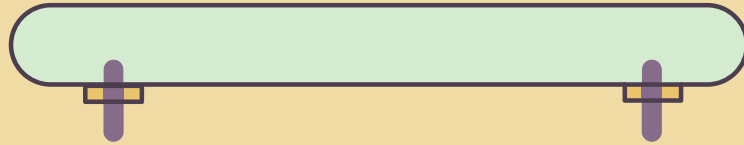
Porcentaje de disociación

El porcentaje de disociación mide cuántas moléculas de un reactivo se han disociado (separado) en productos en relación con la cantidad inicial de ese reactivo. Se calcula comparando las concentraciones iniciales y de equilibrio del reactivo, según la fórmula:

$$\frac{\text{Concentración en el equilibrio}}{\text{Concentración Inicial}} \cdot 100$$

Cuando el porcentaje de disociación es muy pequeño (menor al 5%), significa que x (la cantidad disociada) es muy pequeña en comparación con la concentración inicial. Por lo tanto, no cambia significativamente su valor

Ejercitemos!



En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 2,00 moles del compuesto A y 1,00 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, la concentración molar de B es igual a la de C. ¿Cuál será la concentración del compuesto A?

$$A = 2 \text{ mol}$$

$$B = 1 \text{ mol}$$

$$C = ?$$

$$V = 10 \text{ L}$$

$$T = 300^\circ\text{C}$$

$$M = \frac{n}{V(L)} \quad / \quad M_A = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$$

$$M_B = \frac{1 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$



$$0,2M \quad 0,1M$$

$$L) \quad 0,2M \mid 0,1M \mid -$$

$$C) \quad -x \mid -3x \mid +2x$$

$$E) \quad (0,2 - x)M \mid (0,1 - 3x)M \mid (2x)M$$

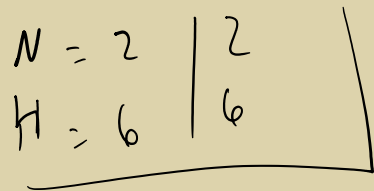
A

B

C

$$\boxed{0,2 - 0,02 = 0,18M}$$

$$\begin{aligned} B &= C \\ 0,1 - 3x &= 2x \quad \mid + 3x \\ 0,1 &= 5x \\ 0,1 &= x = 0,02M \\ \frac{0,1}{5} &= x = 0,02M \end{aligned}$$



En un reactor de 20 L, se introducen 10,1 moles de nitrógeno gaseoso (N_2) y 16,1 moles de hidrogeno gaseoso (H_2). El sistema se calienta a $500^\circ C$ y al alcanzar el equilibrio hay 3,8 moles de amoniaco gaseoso (NH_3), La reacción es exotérmica. Determine K_c y K_p



10,1 mol N_2 } Inicio
16,1 mol H_2 }

3,8 mol NH_3 \rightarrow Eq

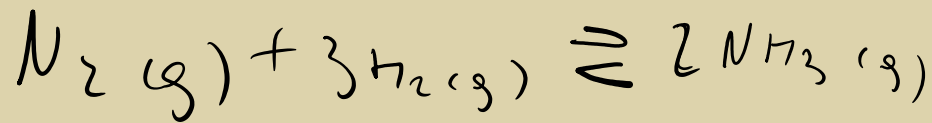
$V = 20 L$

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$M_{N_2} = \frac{10,1 \text{ mol}}{20 L} = 0,505 M$$

$$M_{H_2} = \frac{16,1 \text{ mol}}{20 L} = 0,805 M$$

$$M_{NH_3} = \frac{3,8 \text{ mol}}{20 L} = 0,19 M$$



$$I) 0,505 / 0,805 \quad | \quad -$$

$$E) -x \quad | \quad -3x \quad | \quad +2x$$

$$E) 0,505 - x \quad | \quad 0,805 - 3x \quad | \quad 2x = 0,19$$

$$0,505 - 0,095 \quad | \quad 0,805 - 3(0,095) = \frac{0,19}{2} = 0,095$$

$$0,41 \quad | \quad 0,52 \quad | \quad 0,095$$

$$T = 500^\circ C$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = 0,156 (0,082 \cdot (500 + 273))^{-2}$$

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

$$K_c = [0,095]^2$$

$$[0,51] \cdot [0,52]^3$$

$$K_c = 0,156$$

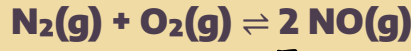
$$K_p = 3,88 \cdot 10^{-5}$$

$$K_p = 0,156 / (0,082 \cdot 773)^{-2}$$

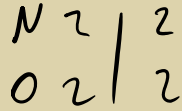
$$\Delta n = 2 - (3+1) = -2$$

$$K_p = 0,156 (0,082 \cdot 773)^{-2}$$

A 2010 K, el valor de K_c para la siguiente reacción es de $4,0 \cdot 10^{-4}$



Si las concentraciones de N_2 y O_2 en el equilibrio son 0,28 mol/L y 0,38 mol/L a 2010 K, ¿cuál es la concentración de equilibrio de NO?



$$M = \frac{n}{V(\text{L})}$$

$$E) \begin{array}{c|c|c} \text{N}_2 & \text{O}_2 & \text{NO} \\ \hline 0,28 \text{ M} & 0,38 \text{ M} & 2x \end{array} \cdot (6,5 \cdot 10^{-3} \cdot 2) = \boxed{0,013}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \rightarrow 4,0 \cdot 10^{-4} = \frac{[x]^2}{(0,28)(0,38)}$$

$$4,0 \cdot 10^{-4} ((0,28)(0,38)) = x^2$$

$$\begin{aligned} & \sqrt{4,0 \cdot 10^{-4} (0,28 \cdot 0,38)} \\ &= x \\ &= \boxed{6,5 \cdot 10^{-3}} \end{aligned}$$

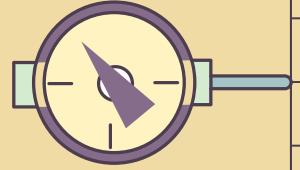
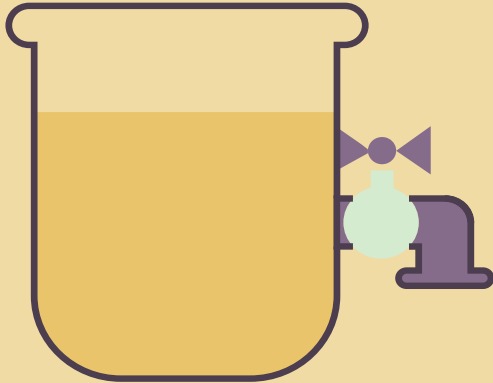
$$\alpha = \frac{\text{Concentración equilibrio}}{\text{Concentración inicial}} \cdot 100$$

$$\alpha = \frac{6,50 \cdot 10^{-3}}{(0,28 + 0,38)} \cdot 100 = 9,87 \cdot 10^{-3} \cdot 100$$

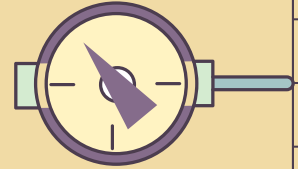
$$\boxed{= 0,98}$$

04

Principio de Le Châtelier



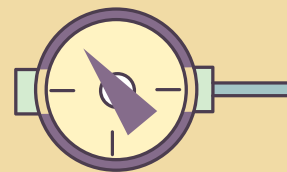
Principio de Le Châtelier



Cambio	Efecto en la reacción	Desplazamiento del equilibrio
Aumento [Reactivo]	Incrementa la formación de productos	Hacia los Productos (Derecha)
Disminución [Reactivo]	Disminuye la formación de productos	Hacia los Reactivos (Izquierda)
Aumento [Producto]	Incrementa la formación de reactivos	Hacia los Reactivos (Izquierda)
Disminución [Producto]	Disminuye la formación de productos	Hacia los Productos (Derecha)

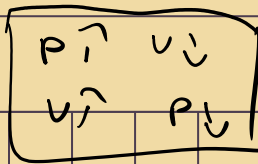


Principio de Le Châtelier



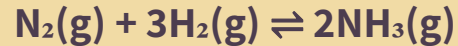
Cambio	Efecto en la reacción	Desplazamiento del equilibrio
Aumento de Temperatura (Reacción Exotérmica)	Favorece la formación de reactivos	Hacia los Reactivos (Izquierda)
Disminución de Temperatura (Reacción Exotérmica)	Favorece la formación de productos	Hacia los Productos (Derecha)
Aumento de Presión (Disminución de Volumen)	Favorece el lado con menos moles de gas	Hacia el lado con menos moles de Gas
Disminución de Presión (Aumento de Volumen)	Favorece el lado con más moles de gas	Hacia el lado con más moles de Gas

Exo = libera | Endo = capta

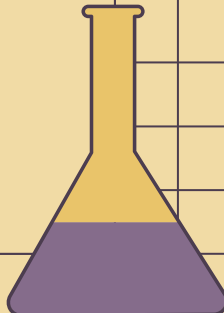


Ejemplo práctico

Se tiene la siguiente reacción en equilibrio:



Esta es la reacción de síntesis del amoníaco, conocida como el proceso de Haber. Supongamos que el sistema está en equilibrio a una cierta temperatura y presión. Ahora, veamos cómo aplicar el principio de **Le Châtelier** si cambiamos algunas condiciones



Ejemplo práctico

1) Aumento en la concentración de N_2 o H_2 :

Al aumentar la concentración de uno de los reactivos, el sistema intentará contrarrestar este cambio consumiendo parte del exceso.

Por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, favoreciendo la formación de NH_3

2) Disminución en la concentración de NH_3 :

Al disminuir la concentración del producto, el sistema intentará producir más para compensar la pérdida.

Por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, favoreciendo la formación de NH_3



Ejemplo práctico

3) **Aumento de la presión(disminuyendo el volumen):**

Al aumentar la presión, el sistema favorecerá la formación del lado con menos moles de gas para reducir la presión.

Por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

4) **Disminución de la presión (aumentando el volumen):**

Al disminuir la presión, el sistema favorecerá la formación del lado con más moles de gas para aumentar la presión.

En este caso, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.



Ejemplo práctico

5) **Aumento de la temperatura:**

La formación de NH_3 es una reacción exotérmica; libera calor.

Si aumentamos la temperatura, el sistema intentará absorber ese calor, por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

6) **Disminución de la temperatura:**

Al disminuir la temperatura en una reacción exotérmica, el sistema intentará generar calor favoreciendo la formación de productos. El equilibrio se desplazará hacia la derecha.

7) **Añadir un catalizador:**

Un catalizador acelera la velocidad de reacción, permitiendo que el equilibrio se alcance más rápidamente. Sin embargo, no cambia la posición del equilibrio. El equilibrio se alcanza más rápido, pero no se desplaza



Resumen del Comportamiento según Le Châtelier

- **Aumento en la concentración de reactivos (N_2 o H_2):** Desplazamiento hacia la derecha (se forma más NH_3)
- **Disminución en la concentración de productos (NH_3):** Desplazamiento hacia la derecha (se forma más NH_3).
- **Aumento de la presión:** Desplazamiento hacia la derecha (menos moles de gas).
- **Disminución de la presión:** Desplazamiento hacia la izquierda (más moles de gas).
- **Aumento de la temperatura:** Desplazamiento hacia la izquierda (favorece la reacción endotérmica).
- **Disminución de la temperatura:** Desplazamiento hacia la derecha (formación de productos exotérmicos).
- **Añadir un catalizador:** El equilibrio se alcanza más rápido, **pero no se desplaza**.

