

# Equilibrio químico

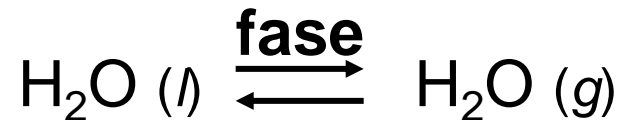
Dr. Juan Carlos Vázquez Lira  
2022

El **equilibrio** es un estado en que no hay ningún cambio notable mientras transcurre el tiempo .

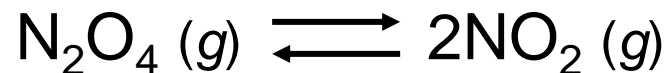
**Equilibrio químico** se alcanza cuando:

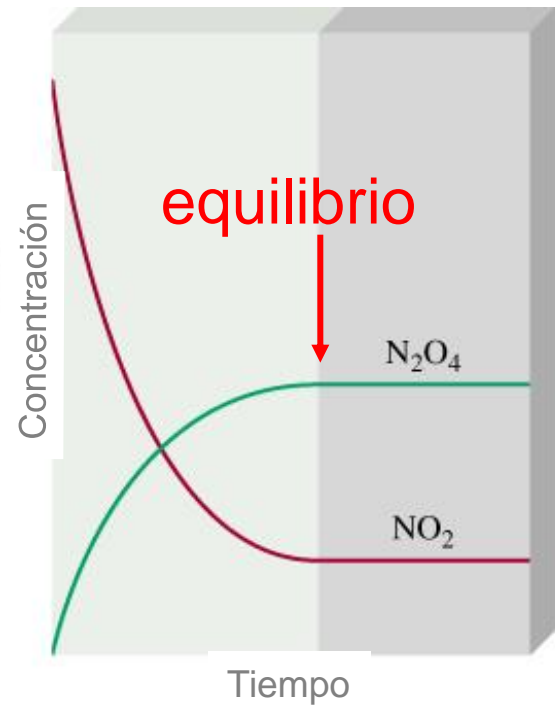
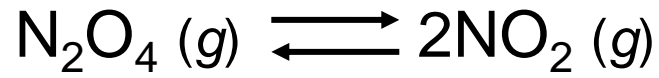
- las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y
- las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes

**Equilibrio cambio de**

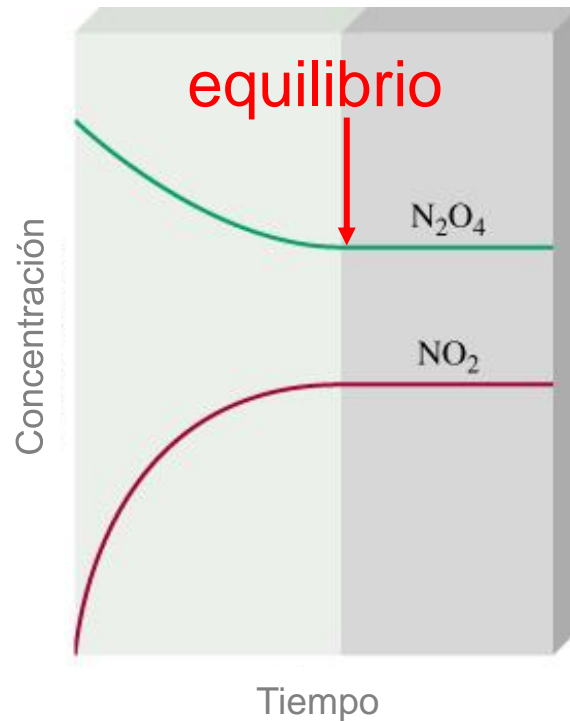


**Equilibrio químico**

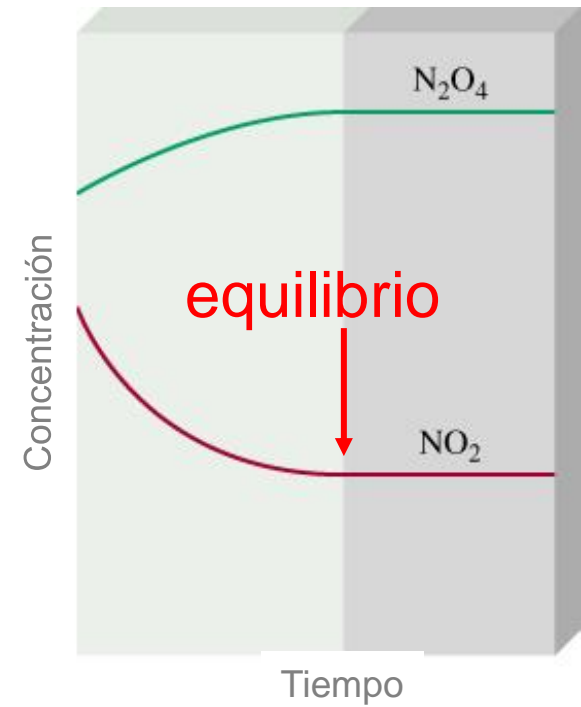




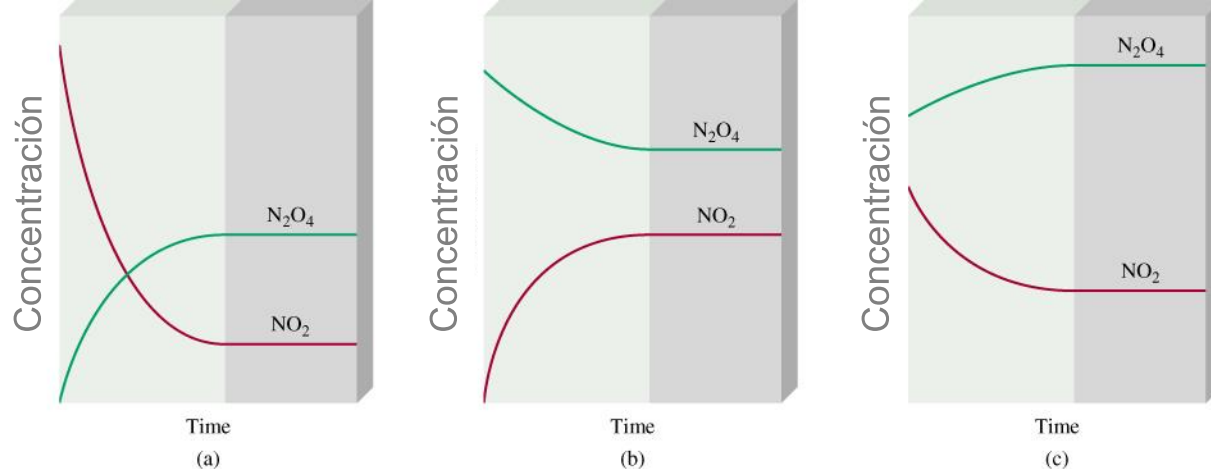
Al principio con  $\text{NO}_2$



Al principio con  $\text{N}_2\text{O}_4$



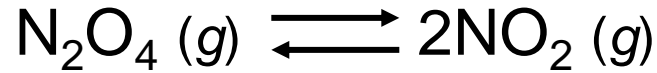
Al principio con  
 $\text{NO}_2$  &  $\text{N}_2\text{O}_4$



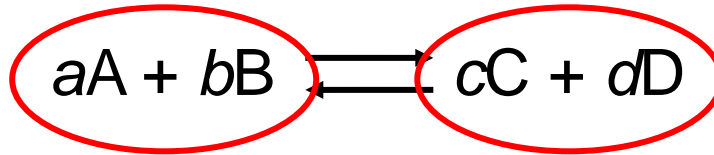
constante

**Table 14.1** The  $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$  System at  $25^\circ\text{C}$

Initial Concentrations (M)		Equilibrium Concentrations (M)		Ratio of Concentrations at Equilibrium	
$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	$4.65 \times 10^{-3}$
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	$4.66 \times 10^{-3}$
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	$4.60 \times 10^{-3}$
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	$4.60 \times 10^{-3}$
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	$4.63 \times 10^{-3}$



$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$



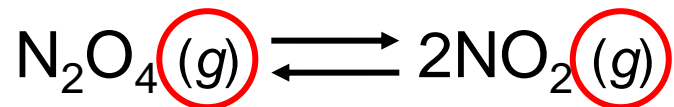
$$K = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}$$

***Ley de acción de masas***

El equilibrio será

- $K \gg 1$  Desplaza a la derecha Favorece a los productos
- $K \ll 1$  Desplaza a la izquierda Favorece a los reactivos

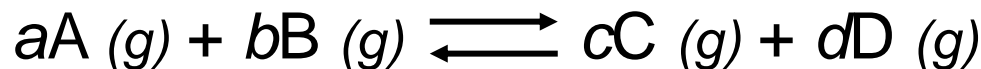
El **equilibrio homogéneo** se aplica a las reacciones en que todas las especies reactivas **están en la misma fase**.



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \qquad K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

En la mayoría de los casos

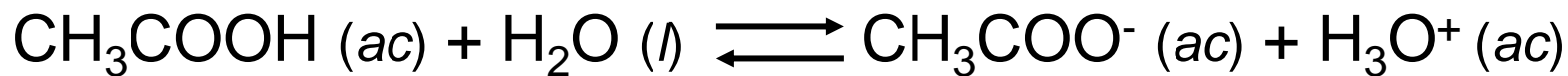
$$K_c \neq K_p$$



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

$\Delta n$  = moles de productos gaseosos – moles de reactivos gaseosos  
=  $(c + d) - (a + b)$

# Equilibrio homogéneo



$$K'_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

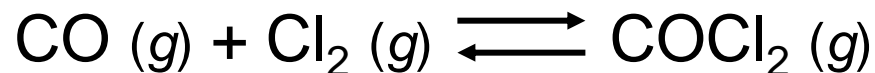
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K'_c [\text{H}_2\text{O}]$$



La K de equilibrio puede ser adimensional



Las concentraciones de equilibrio para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular para formar  $\text{COCl}_2$  (g) a  $74^\circ\text{C}$  son  $[\text{CO}] = 0.012 \text{ M}$ ,  $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$ , y  $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$ . Calcule las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .



$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{0.14}{0.012 \times 0.054} = 220 \text{ (mol/L)}^{-1}$$

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

$$\Delta n = 1 - 2 = -1 \quad R = 0.0821 \quad T = 273 + 74 = 347 \text{ K}$$

$$K_p = 220 \times (0.0821 \times 347)^{-1} = 7.7 \text{ atm}^{-1}$$





La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción



es 158 a 1000K. ¿Cuál es la presión en el equilibrio de  $\text{O}_2$  si las  $P_{\text{NO}_2} = 0.400 \text{ atm}$  y  $P_{\text{NO}} = 0.270 \text{ atm}$ ?

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}}^2 p_{\text{O}_2}}{p_{\text{NO}_2}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = K_p \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{NO}}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 158 \times (0.400)^2 / (0.270)^2 = 347 \text{ atm}$$

El **equilibrio heterogéneo** se aplica a las reacciones en que los reactivos y productos **están en diferentes fases** .



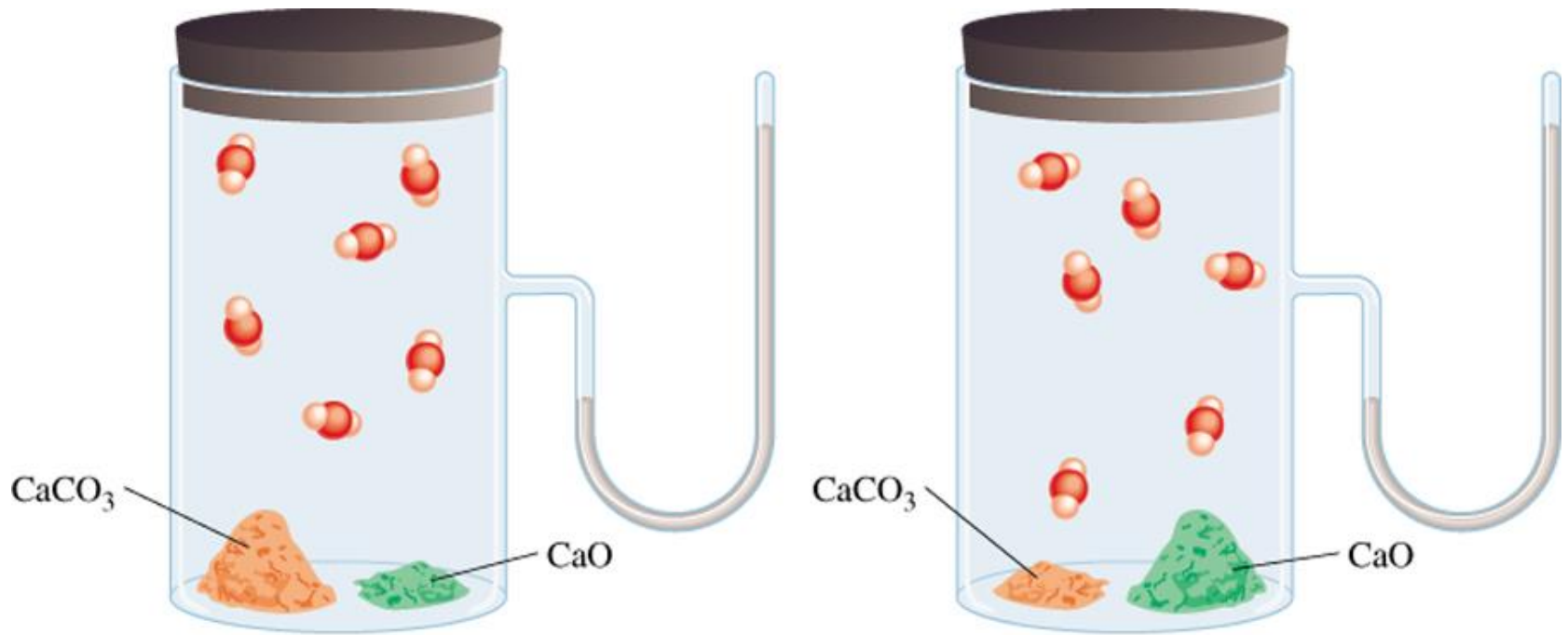
$$K_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

$$[\text{CaCO}_3] = \text{constante}$$
$$[\text{CaO}] = \text{constante}$$

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

La concentración de **sólidos** y **líquidos puros** no son incluidos en la expresión para la constante de equilibrio.



$$P_{\text{CO}_2} = K_p$$

$P_{\text{CO}_2}$  No depende de la cantidad de  $\text{CaCO}_3$  o  $\text{CaO}$



Considere el equilibrio siguiente en 295 K:



La presión parcial de cada gas es 0.265 atm. ¿Calcule  $K_p$  y  $K_c$  para la reacción?

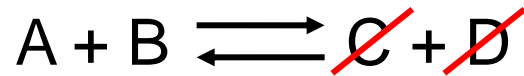
$$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = 0.265 \times 0.265 = 0.0702 \text{ atm}^2$$

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

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

$$\Delta n = 2 - 0 = 2 \quad T = 295 \text{ K}$$

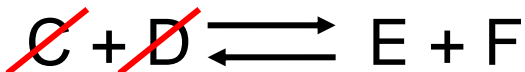
$$K_c = 0.0702 \times (0.0821 \times 295)^{-2} = 1.20 \times 10^{-4} \text{ (mol/L)}^2$$



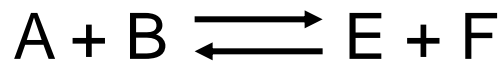
$$K'_c$$

$$K'_c = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

$$K''_c = \frac{[E][F]}{[C][D]}$$



$$K''_c$$



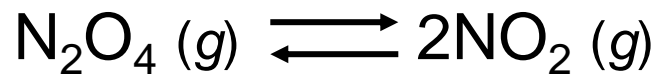
$$K_c$$

$$K_c = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

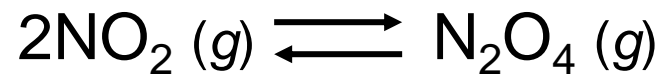
$$K_c = K'_c \times K''_c$$



Si una reacción se puede expresar como la suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global está dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.



$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$



$$K' = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1}{K} = 216$$



Cuando la ecuación para una reacción reversible se escribe en dirección opuesta, la constante de equilibrio se vuelve el inverso de la constante de equilibrio original.

## Escritura de las expresiones de las constante de equilibrio

- Las concentraciones de las especies reactivas en fase condensada se expresan en  $M$ . En la fase gaseosa, las concentraciones se pueden expresar en  $M$  o en  $atm$ .
- Las concentraciones de sólidos puros, líquidos puros y solventes no aparecen en las expresiones de constantes de equilibrio.
- La constante de equilibrio es una cantidad adimensional.
- Citando un valor por la constante de equilibrio, debe especificar la ecuación balanceada y la temperatura.
- Si una reacción puede expresarse como una suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global está dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.

# Equilibrio químico



Equilibrio

$$\text{velocidad}_f = \text{velocidad}_r$$

$$k_f [A][B]^2 = k_r [AB_2]$$

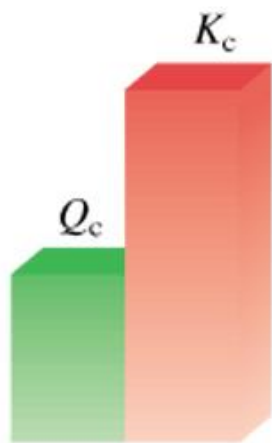
$$\frac{k_f}{k_r} = K_c = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2}$$



El **cociente de reacción** ( $Q_c$ ) se calcula sustituyendo las concentraciones iniciales de los reactivos y productos en la expresión de la constante de equilibrio ( $K_c$ ).

**SI**

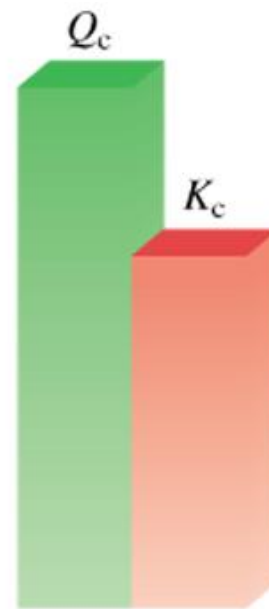
- $Q_c > K_c$  el sistema procede de derecha a izquierda para alcanzar el equilibrio
- $Q_c = K_c$  el sistema está en equilibrio
- $Q_c < K_c$  el sistema procede de izquierda a derecha para alcanzar el equilibrio



Reactivos  $\rightarrow$  Productos



Equilibrio: no hay cambio neto



Reactivos  $\leftarrow$  Productos

# Cálculo de las concentraciones de equilibrio

1. Exprese las concentraciones de equilibrio de todas las especies en términos de las concentraciones iniciales y una sola variable  $x$  que representan el cambio en la concentración.
2. Escriba la expresión de la constante de equilibrio en términos de las concentraciones de equilibrio. Sabiendo el valor de la constante de equilibrio, resuelva para  $x$ .
3. Habiendo resuelto para  $x$ , calcule las concentraciones de equilibrio de todas las especies.

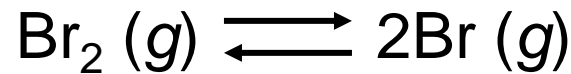


A 1280°C la constante de equilibrio ( $K_c$ ) para la reacción



Es  $1.1 \times 10^{-3}$ . Si las concentraciones iniciales son  $[\text{Br}_2] = 0.063 \text{ M}$  y  $[\text{Br}] = 0.012 \text{ M}$ , calcule las concentraciones de estas especies en equilibrio.

Sea  $x$  el cambio en la concentración de  $\text{Br}_2$



ICE

Inicial (M)	0.063	0.012
Cambio (M)	-x	+2x
Equilibrio (M)	0.063 - x	0.012 + 2x

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} \quad K_c = \frac{(0.012 + 2x)^2}{0.063 - x} = 1.1 \times 10^{-3} \quad \text{Resuelva para } x$$

$$K_c = \frac{(0.012 + 2x)^2}{0.063 - x} = 1.1 \times 10^{-3}$$

$$4x^2 + 0.048x + 0.000144 = 0.0000693 - 0.0011x$$

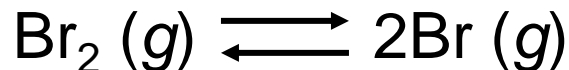
$$4x^2 + 0.0491x + 0.0000747 = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

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

$$x = -0.0105$$

$$x = -0.00178$$



Inicial(M)	0.063	0.012
------------	-------	-------

Cambio(M)	-x	+2x
-----------	----	-----

Equilibrio(M)	0.063 - x	0.012 + 2x
---------------	-----------	------------

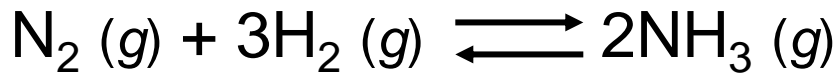
En equilibrio,  $[\text{Br}] = 0.012 + 2x = \cancel{-0.009 M}$  o  $0.00844 M$

En equilibrio,  $[\text{Br}_2] = 0.062 - x = 0.0648 M$

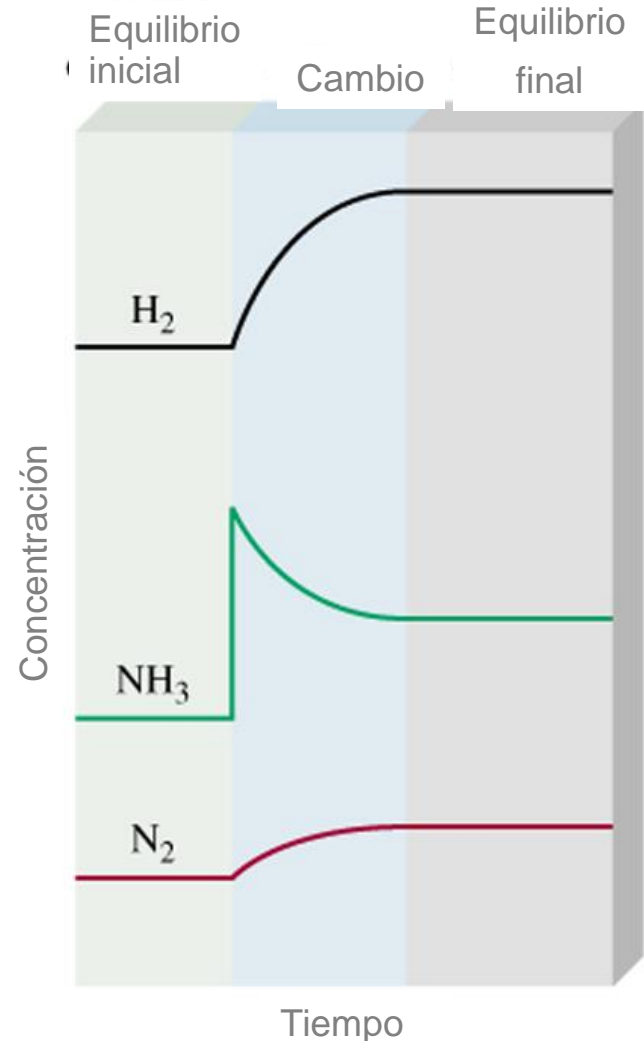
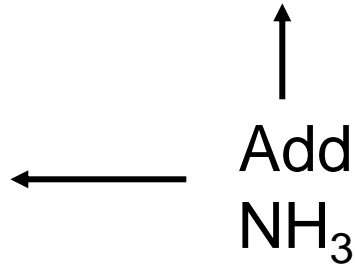
# Principio de Le Châtelier

Si una tensión externa se aplica a un sistema en equilibrio, el sistema se ajusta de tal manera que la tensión se compensa parcialmente, así el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.

- Cambios en la concentración

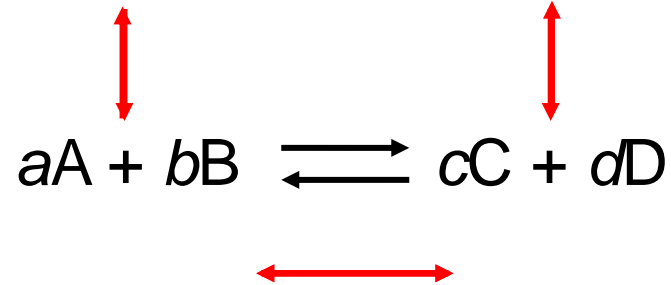


El equilibrio  
desplaza a  
la izquierda  
para  
compensar  
la tensión



# *Principio de Le Châtelier*

- Cambios en la concentración (continuación)



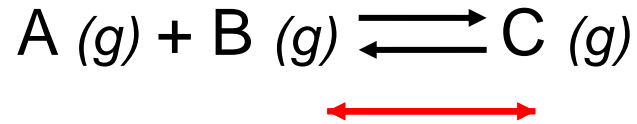
## Cambios

## Desplazamiento del equilibrio

Aumenta la concentración del producto(s)	izquierda
Dismunuye la concentración del producto(s)	derecha
Aumenta la concentración del reactivo(s)	derecha
Dismunuye la concentración del reactivo(s)	izquierda

# *Principio de Le Châtelier*

- Cambios en el volumen y presión



## Cambio

Aumenta la presión  
Disminuye la presión  
Aumenta el volumen  
Disminuye el volumen

## Desplazamiento del equilibrio

Lado con menos moles de gas  
Lado con más moles de gas  
Lado con más moles de gas  
Lado con menos moles de gas

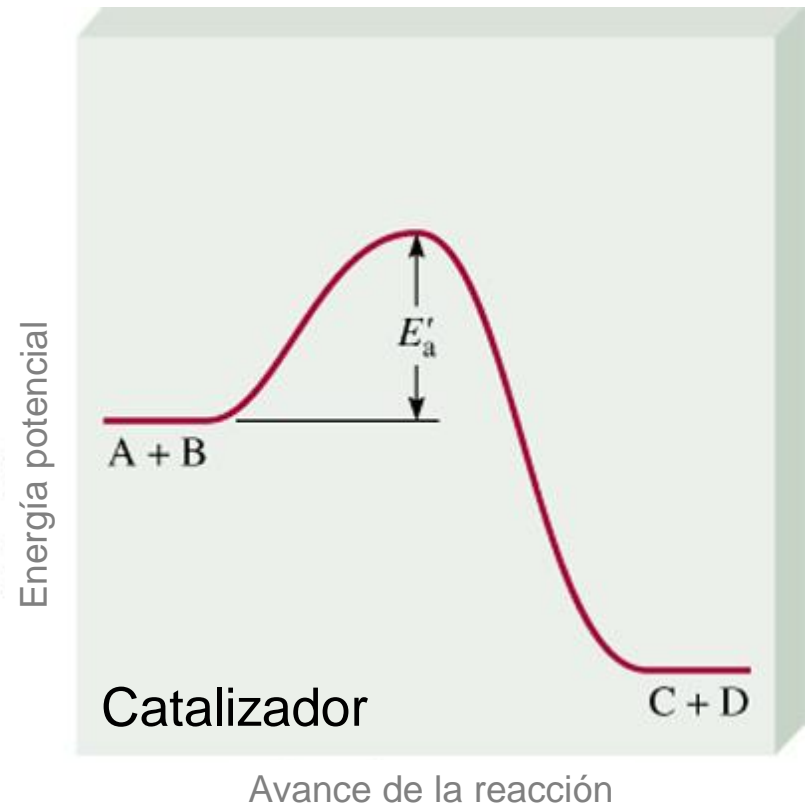
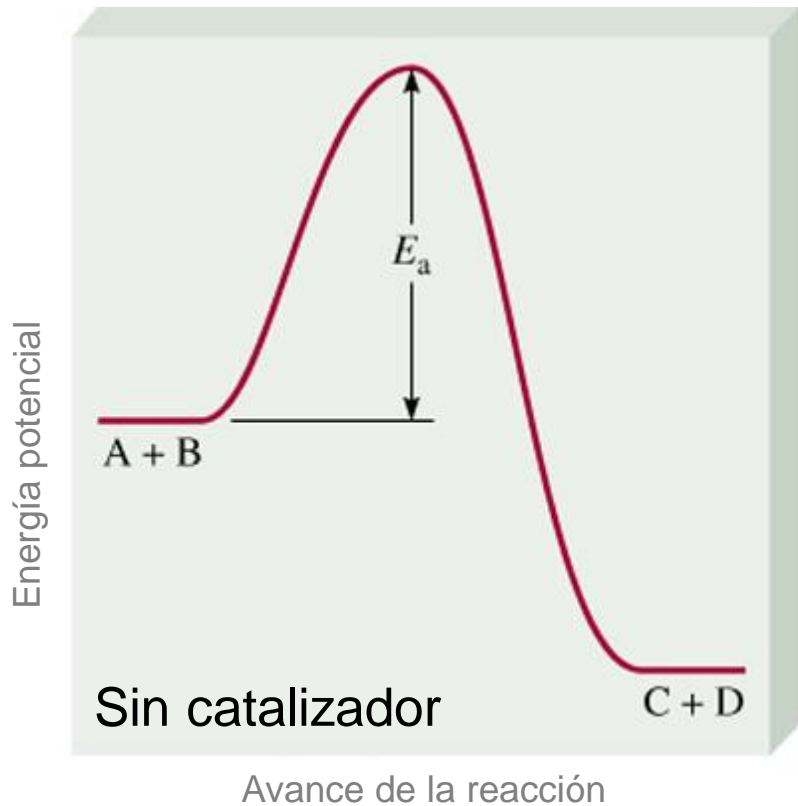
# ***Principio de Le Châtelier***

- Cambios en la temperatura

<b><u>Cambio</u></b>	<b><u>Rx exotérmica</u></b>	<b><u>Rx endotérmica</u></b>
Aumenta la temperatura	$K$ disminuye	$K$ aumenta
Disminuye la temperatura	$K$ aumenta	$K$ disminuye

- Adicionando un catalizador
  - no cambia  $K$
  - no desplaza la posición de un sistema en equilibrio
  - el sistema alcanzará el equilibrio más pronto





El catalizador baja  $E_a$  para **ambos** avances y reacciones inversas.  
El catalizador no cambia la constante de equilibrio o desplazamiento en el equilibrio

# ***Principio de Le Châtelier***

<u><b>Cambio</b></u>	<u><b>Desplazamiento en el equilibrio</b></u>	<u><b>Cambio en la constante de equilibrio</b></u>
Concentración	sí	no
Presión	sí	no
Volumen	sí	no
Temperatura	sí	sí
Catalizador	no	no