

*Molaridad: es el número de moles de soluto en 1 L de solución:*

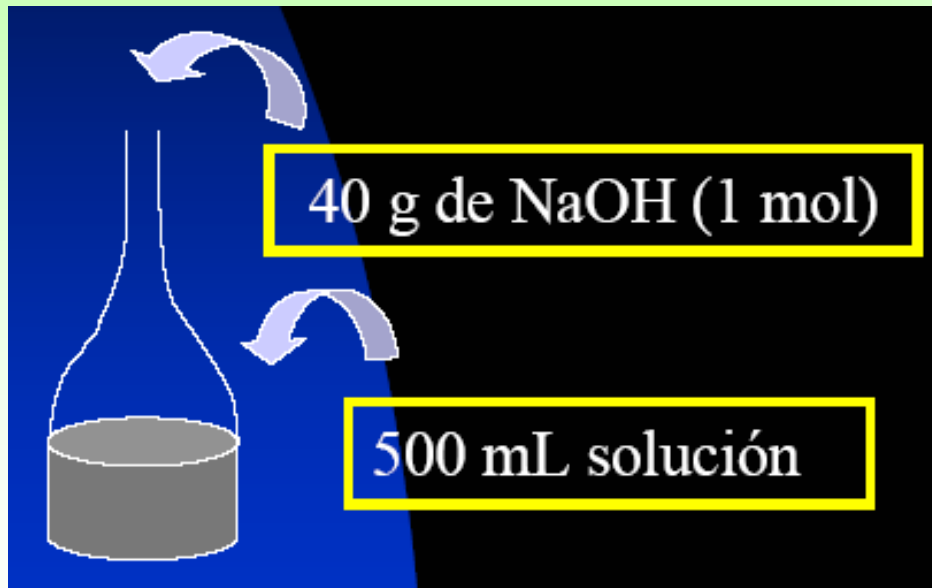
$$M = \underline{\text{molaridad}} = \frac{\text{(n) moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \quad n = \frac{m}{MM.}$$

*Ejemplo: ¿Qué masa de KI se requiere para producir 500 mL de una solución de 2.80 M de KI?*

*R: 232 g KI*

## Concentración Molar (M)

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles de soluto}}{V \text{ (L) solución}}$$



$$M = \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{0,5 \text{ L de solución}} = 2 \text{ M}$$

¿qué significa una  
solución de  
concentración 2 M?

2 mol de soluto por  
L de solución

Una solución se ha preparado disolviendo 50 g de HCl en agua suficiente para tener 750 mL de solución. ¿cuál es su concentración molar (M)?



$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de HCl} &\rightarrow 36,45 \text{ g} \\ x &\rightarrow 50 \text{ g} \\ x &= 1,37 \text{ mol de HCl} \end{aligned}$$

$$M = \frac{1,37 \text{ mol de HCl}}{0,75 \text{ L de solución}} = 1,83 \text{ M}$$

$$\frac{50 \text{ g HCl}}{750 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,45 \text{ g de HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{1,83 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L}}$$

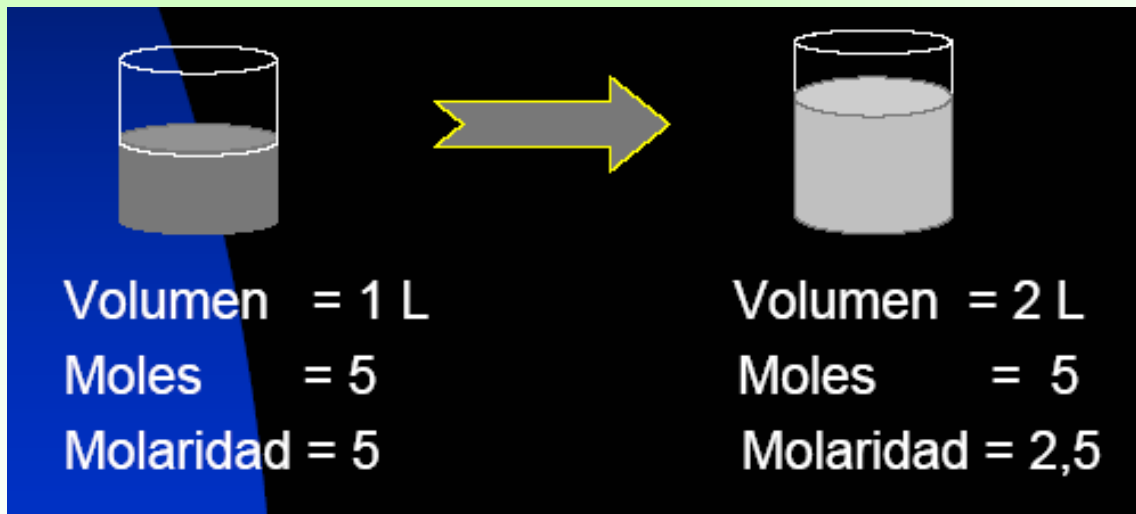
Una solución se ha preparado disolviendo 12 g de HCl en 50 g de H<sub>2</sub>O. La densidad de la solución resultante es 1,12 g/mL. Determinar la concentración Molar.

$$\begin{array}{l} 12\text{g} / 36,45 \text{ g/mol} = 0,329 \text{ moles} \longrightarrow 62 / 1,12 = 55,35 \text{ mL} \\ X \longrightarrow 1000 \text{ mL} \end{array}$$

$$X = 5,95 \text{ M}$$

# Diluciones De Soluciones

- A nivel de laboratorio se trabaja normalmente con soluciones diluidas.
- Los reactivos líquidos se comercializan en soluciones concentradas.



# Diluciones De Soluciones

Durante el proceso de dilución ¿qué permanece constante?

Tenemos entonces:

$$n^{\circ} \text{ moles} = V_i \cdot M_i = n^{\circ} \text{ finales} = V_f \cdot M_f$$

Como los moles iniciales y finales son iguales, podemos escribir:

$$V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f$$

A 300 mL de solución 0,5 M en NaOH se le adicionan 100 mL de agua. Determinar la concentración final de la solución.

$$V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f$$

$$300 \cdot 0,5 = 400 \cdot M_f$$

$$M_f = 0,375 \text{ M}$$

En una dilución la concentración final es siempre menor que la concentración inicial

Determinar el volumen de agua que hay que agregar a 500 mL de solución 0,25 M para llevar su concentración a 0,15 M.

$$V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f$$
$$500 \cdot 0,25 = V_f \cdot 0,15$$

$$V_f = 833 \text{ mL}$$

Volumen de agua = 333 mL



*Estas unidades pueden combinarse,*

*Determinar la Molaridad (M) del HCl  
concentrado al 36.5 % m/m  
Con densidad de 1.19 g/ml.*

$$\begin{aligned} \mathcal{M} &= \frac{\%m/m * d * 10}{PM_{\text{soluto}}} \\ &= 12 \mathcal{M} \end{aligned}$$

*Otras combinaciones*

$$\% m/v = \%m/m * d$$

$$\%m/m = \frac{\%m/v}{d}$$

$$d = \frac{m}{v}$$

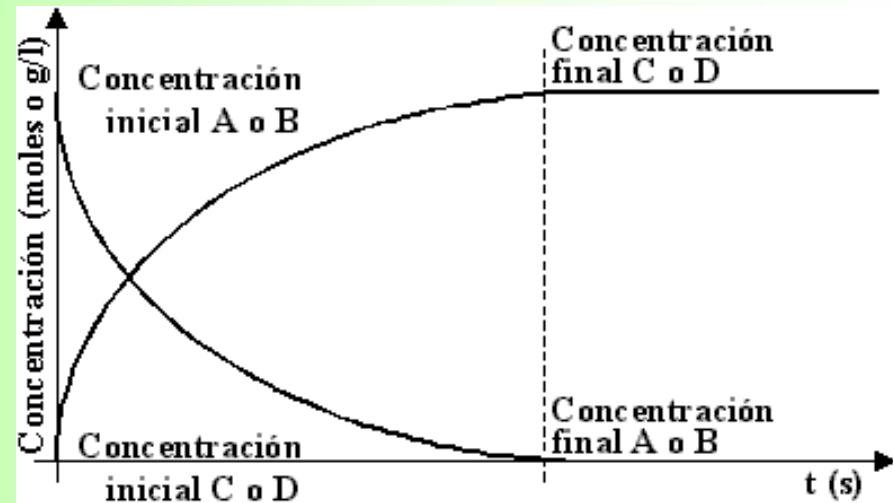
© webdelmaestro.com



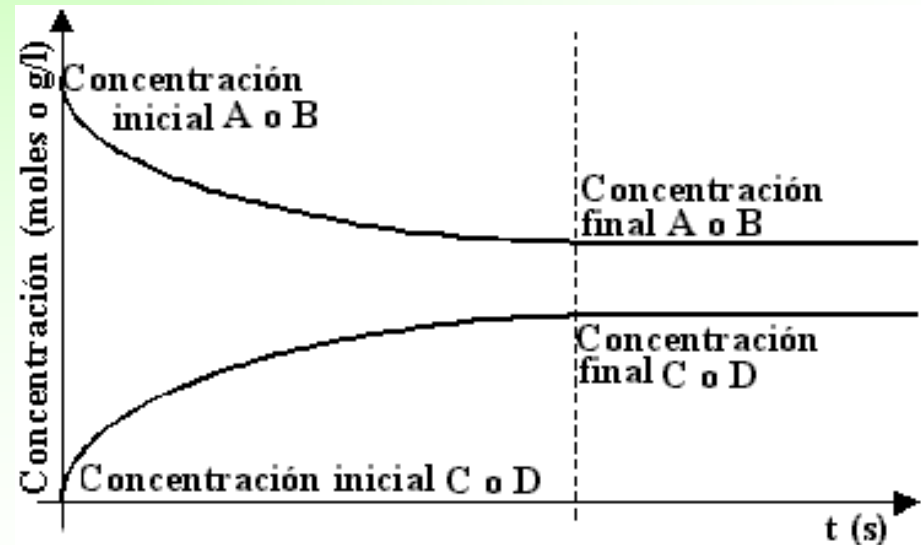
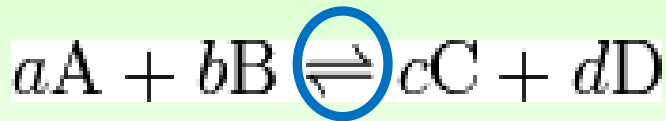


# Equilibrio químico

## Reacción irreversible



## Reacción reversible

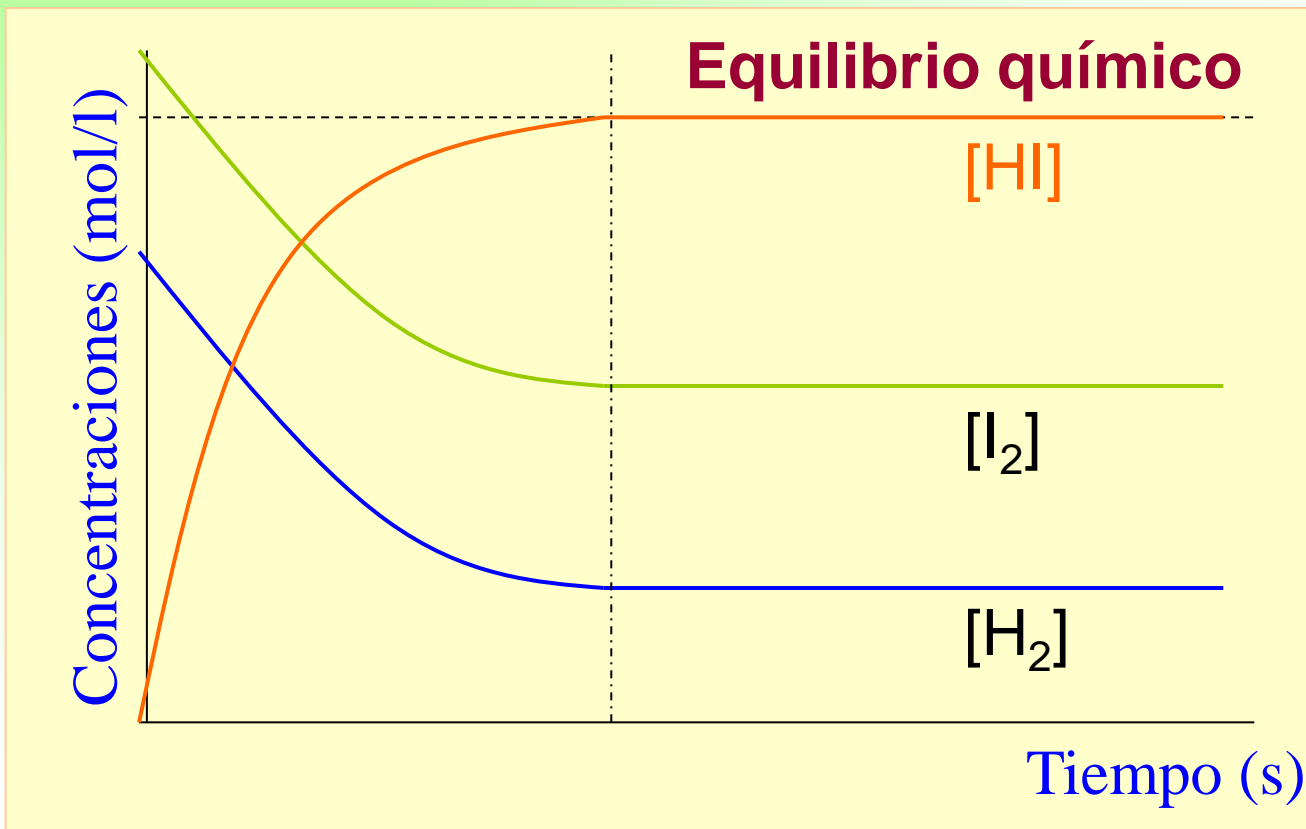
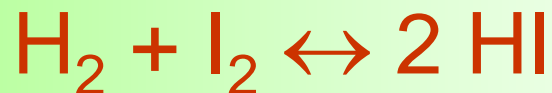


**Equilibrio Químico**

*Una reacción irreversible alcanza el equilibrio rápidamente.*

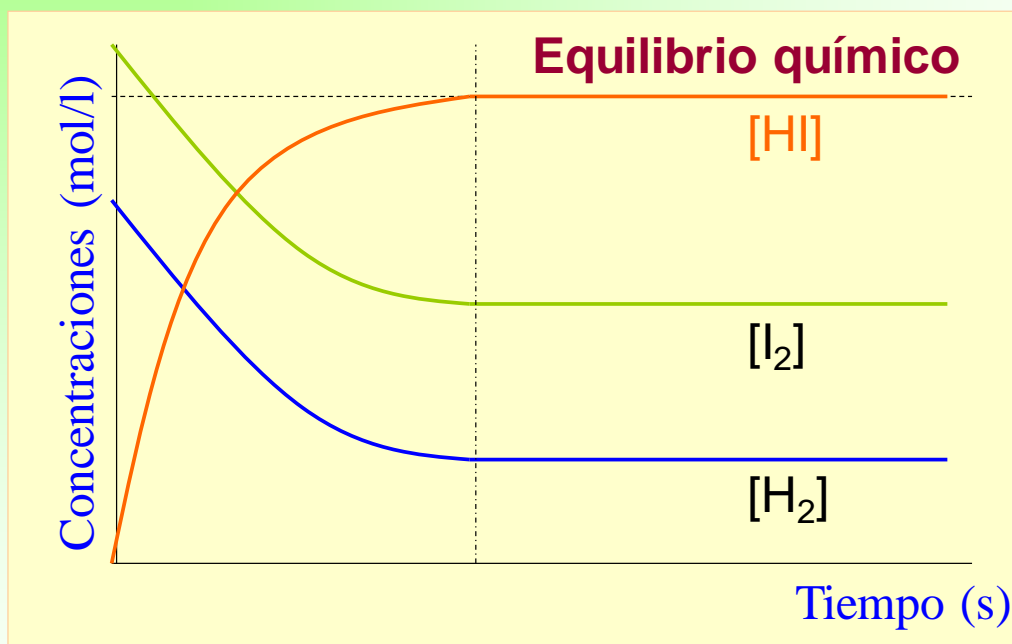
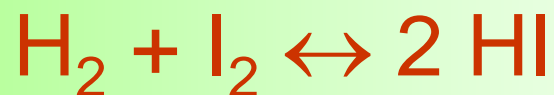
# Equilibrio Químico

Una reacción química ha alcanzado el equilibrio cuando las concentraciones de todos los reactivos y productos permanecen constante, a una cierta temperatura



# Equilibrio Químico

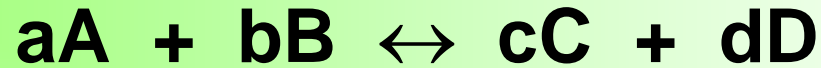
Si el equilibrio es dinámico, es decir, la reacción nunca se detiene ¿Por qué las concentraciones de todas las especies no cambian en el equilibrio?



- Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales al alcanzar el estado de equilibrio.

# Constante de equilibrio ( $K_c$ )

- En una reacción cualquiera:

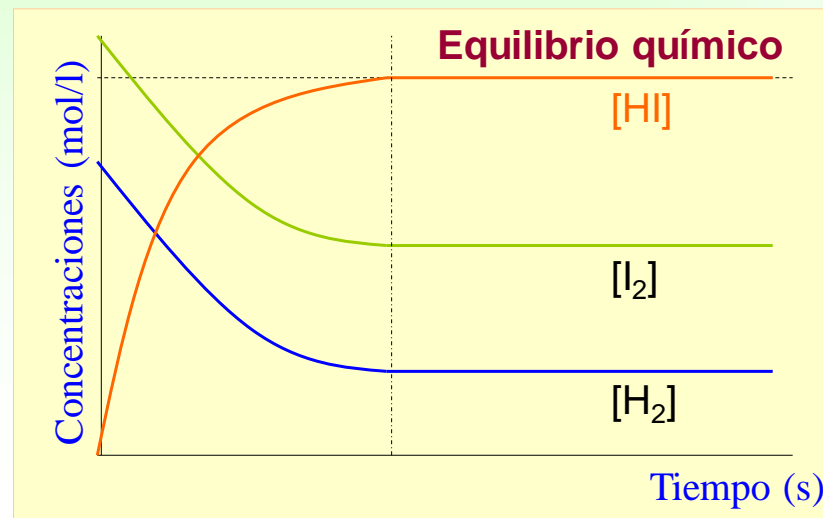


- La constante  $K_c$  tomará el valor:

a,b,c y d son coeficientes estequiométricos

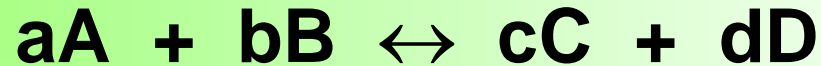
$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

- Las concentraciones que van en la  $K_c$  son las concentraciones en el equilibrio (**NO LAS CONCENTRACIONES INICIALES**).



# Constante de equilibrio ( $K_c$ )

- En una reacción cualquiera:



- La constante  $K_c$  tomará el valor:

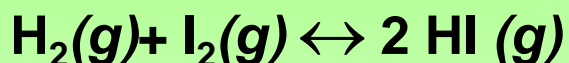
a,b,c y d son coeficientes estequiométricos

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

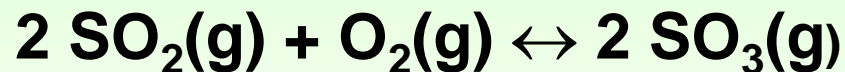
- La constante  $K_c$  depende de la temperatura
- **¡ATENCIÓN!**: Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución. Las especies en estado **sólido (s)** y el solvente en estado **líquido (l)** no cambia su concentración durante la reacción, por lo que no se incluyen en la constante de equilibrio

# Constante de equilibrio ( $K_c$ )

- En la reacción anterior:



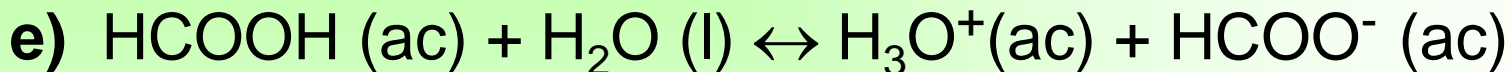
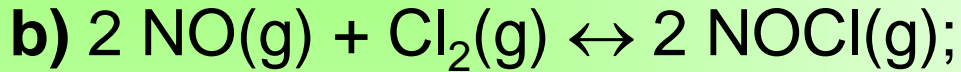
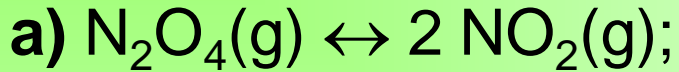
$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}$$



**Ejercicio A:** Escribir las expresiones de  $K_c$  para los siguientes equilibrios químicos:



$$a) K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

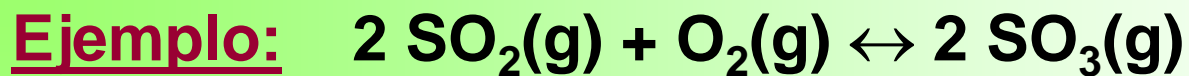
$$b) K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \times [Cl_2]}$$

$$c) K_c = [CO_2]$$

$$d) K_c = [CO_2] \times [H_2O]$$

$$e) K_c = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

## Efecto de las concentraciones iniciales



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}$$

- Las concentraciones en equilibrio de todas las especies se determinaron experimentalmente

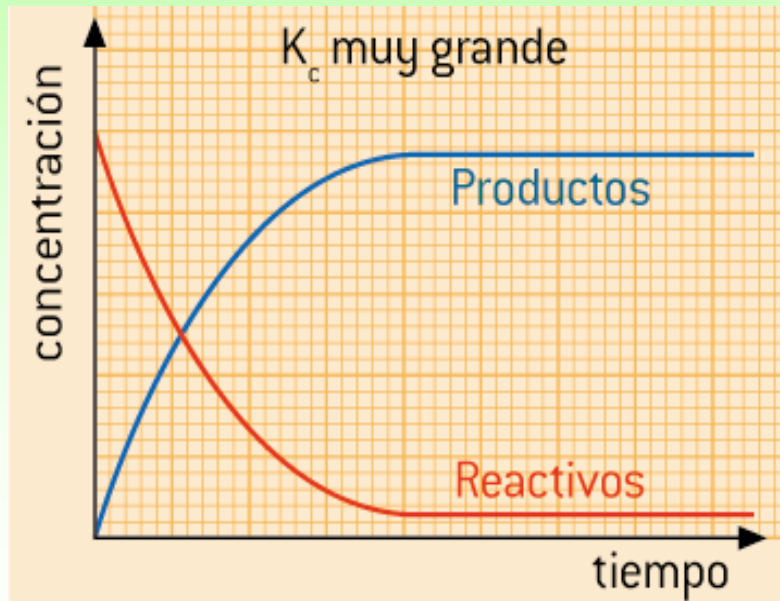
	Concentr. iniciales (mol/L)			Concentr. equilibrio (mol/L)			$K_c$
	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$	
Exp 1	0,200	0,200	—	0,030	0,115	0,170	279,2
Exp 2	0,150	0,400	—	0,014	0,332	0,135	280,1
Exp 3	—	—	0,200	0,053	0,026	0,143	280,0
Exp 4	—	—	0,700	0,132	0,066	0,568	280,5
Exp 5	0,150	0,400	0,250	0,037	0,343	0,363	280,6

- El valor de  $K_c$  no depende de las concentraciones iniciales de reactantes y productos

# INTERPRETACIÓN DE LA MAGNITUD DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La constante de equilibrio de una reacción química,  $K_c$ , indica **en qué grado los reactivos se transforman en productos**, una vez alcanzado el equilibrio.

- **Si  $K_c$  es muy grande:** Casi todo los reactantes se transforman en productos

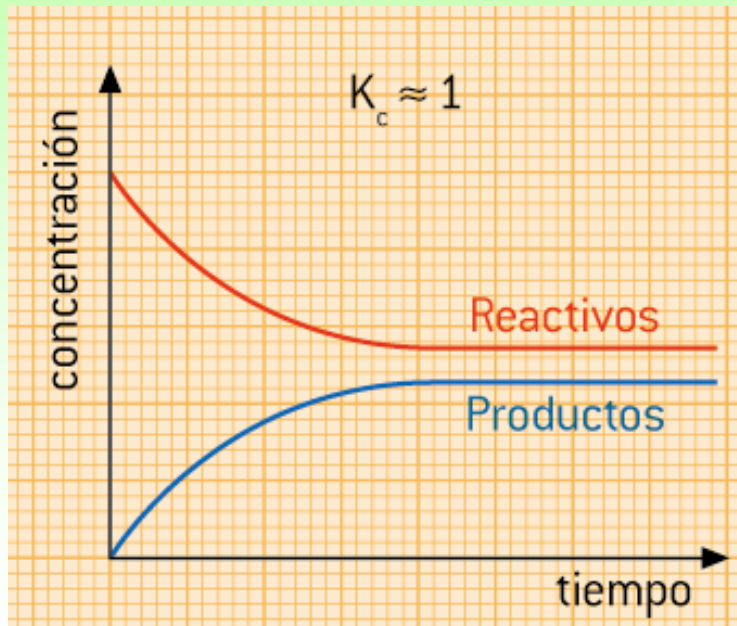


$$K_c = \frac{[Productos]}{[Reactantes]}$$

# INTERPRETACIÓN DE LA MAGNITUD DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La constante de equilibrio de una reacción química,  $K_c$ , indica **en qué grado los reactivos se transforman en productos**, una vez alcanzado el equilibrio.

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

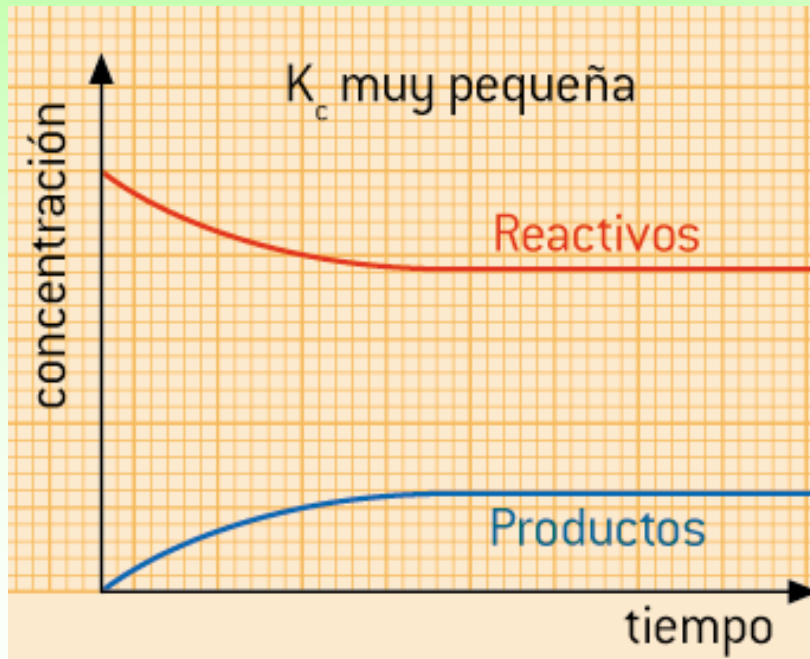


$$K_c = \frac{[Productos]}{[Reactantes]}$$

# INTERPRETACIÓN DE LA MAGNITUD DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

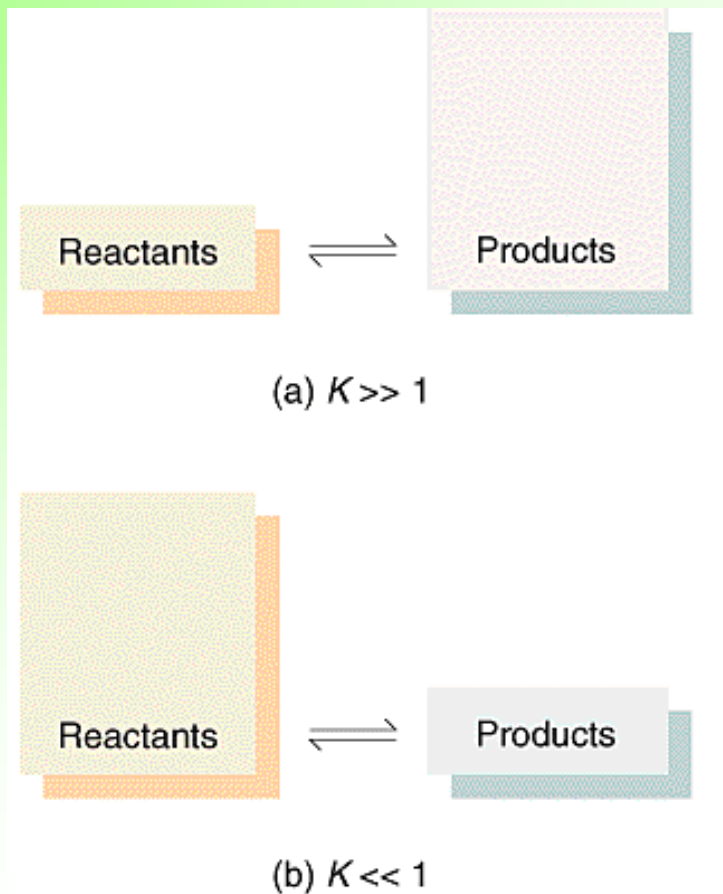
La constante de equilibrio de una reacción química,  $K_c$ , indica **en qué grado los reactivos se transforman en productos**, una vez alcanzado el equilibrio.

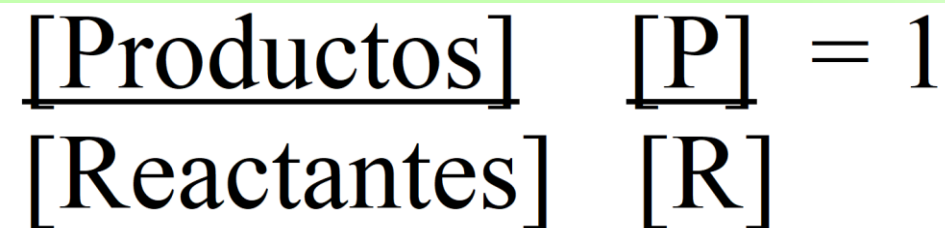
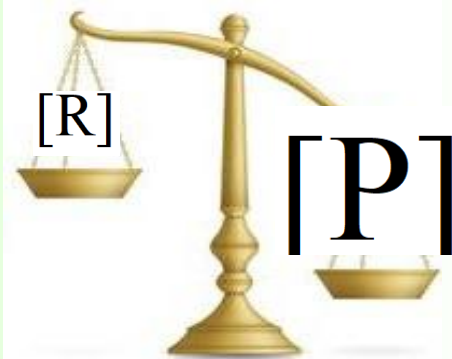
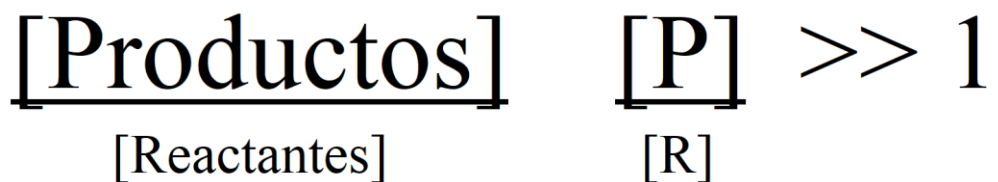
- **Si  $K$  es muy pequeña:** La reacción está **muy desplazada hacia los reactivos**. Apenas se forman productos.



$$K_c = \frac{[Productos]}{[Reactantes]}$$

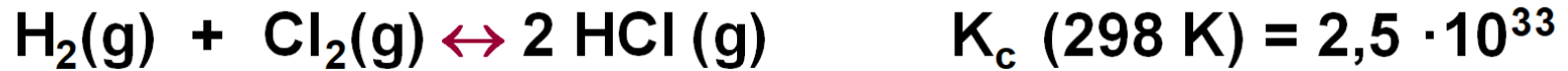
# Magnitud de las constantes de equilibrio





Ejemplos:

a) La  $K_c \gg 1$ . La reacción está muy desplazada a la derecha, es decir en esta reacción esta favorecida la formación de productos



b) La  $K_c \ll 1$ . La reacción está muy desplazada a la izquierda, es decir, apenas se forman productos.





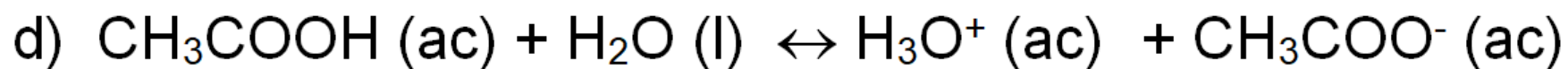
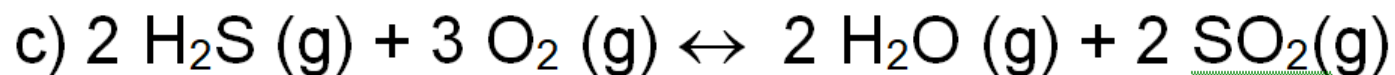
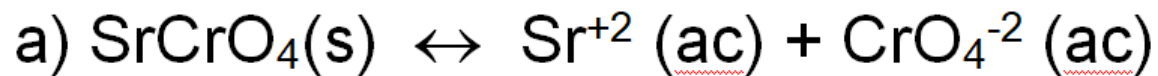
1.- Indique si las siguientes aseveraciones son verdaderas o falsas

a) Una reacción irreversible alcanza el estado de equilibrio rápidamente \_\_\_\_\_

b) El equilibrio es dinámico, es decir, la reacción nunca se detiene \_\_\_\_\_

c) Una reacción alcanza el equilibrio cuando las concentraciones de reactantes y productos se igualan \_\_\_\_\_

d) En el equilibrio se igualan las velocidades de reacción directa e inversa \_\_\_\_\_



3.- Ordene en forma creciente las siguientes reacciones de acuerdo con su tendencia a formar productos. Justifique su respuesta

