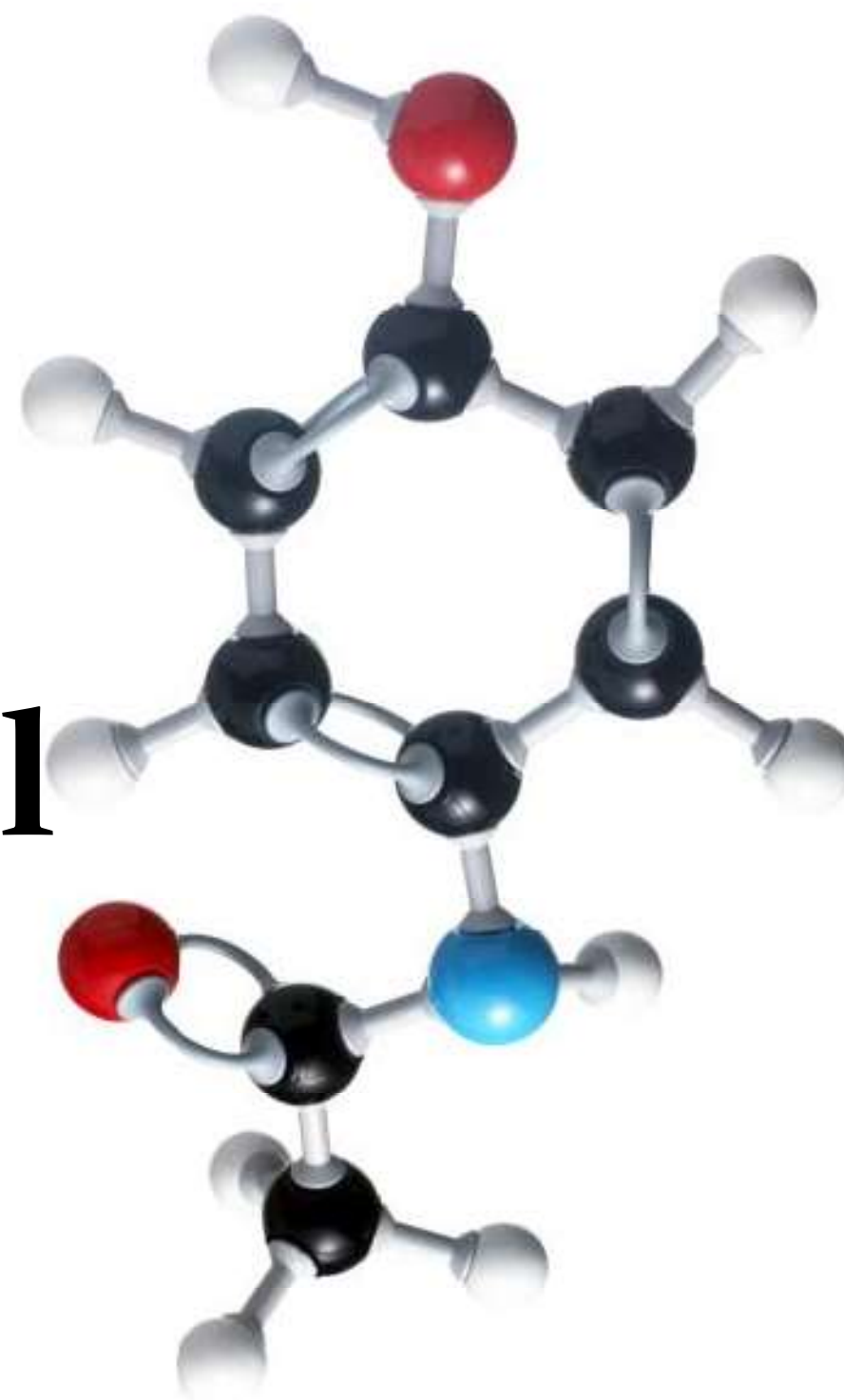


Tema Nº 10

# Química General

Equilibrio químico

**Ing. Yanina Fernández**  
Departamento de Biotecnología y Tecnología Alimentaria  
Facultad de Ingeniería y Ciencias Exactas  
Universidad Argentina de la Empresa





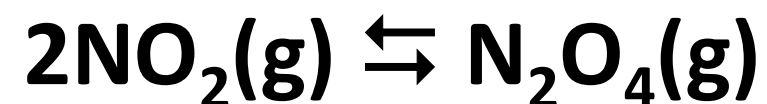
## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

### Equilibrio Químico

#### Definición

La mayoría de las reacciones no llegan a completarse...

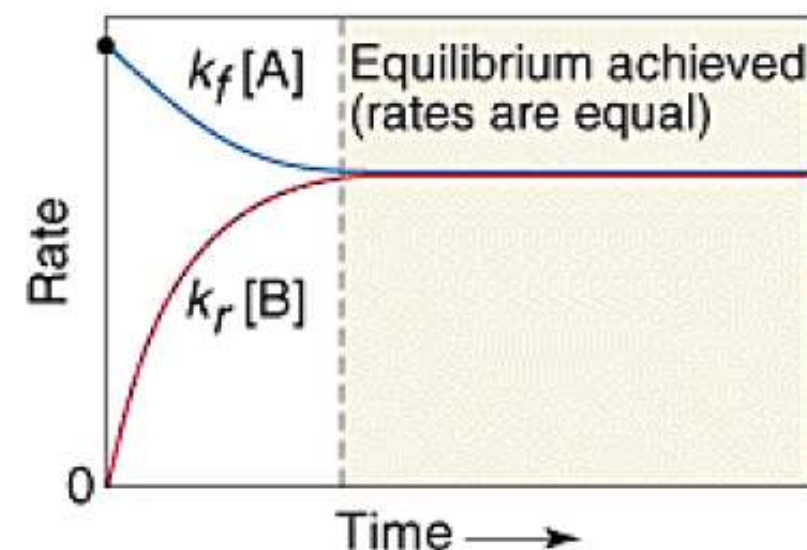
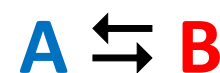
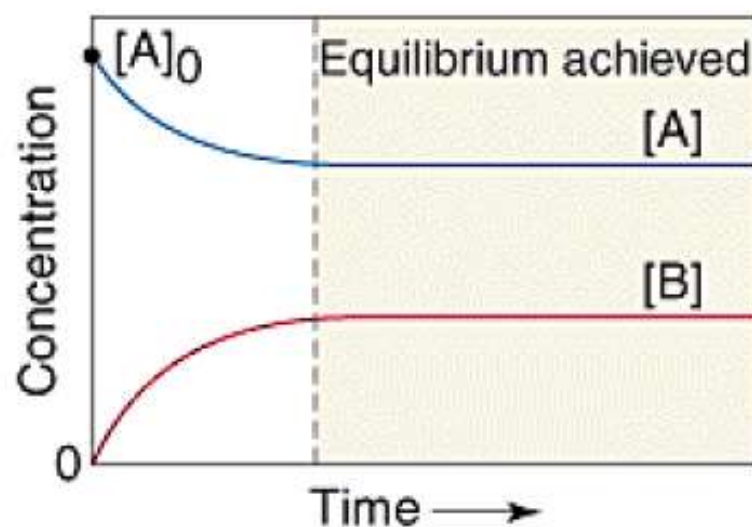


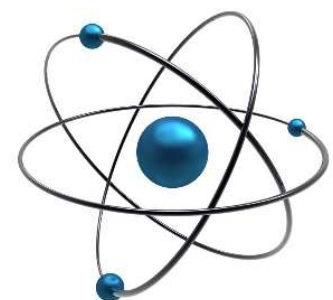
*¿Hasta donde se lleva a cabo una reacción?*

Estas reacciones se dan en ambos sentidos y se llaman **reacciones reversibles**.

**Equilibrio dinámico:** dos procesos opuestos que tienen lugar a velocidades iguales.

Es un proceso dinámico que se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes.



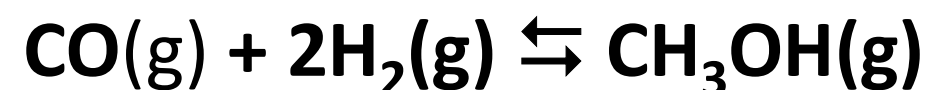


## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

### Equilibrio Químico

#### Definición



V=10L; T=438K

**TABLA 16.1** Tres aproximaciones al equilibrio en la reacción<sup>a</sup>  
 $\text{CO(g)} + 2\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$

	CO(g)	H <sub>2</sub> (g)	CH <sub>3</sub> OH(g)
<b>Experimento 1</b>			
Cantidades iniciales, mol	1,000	1,000	0,000
Cantidades de equilibrio, mol	0,911	0,822	0,0892
Concentraciones de equilibrio, mol/L	0,0911	0,0822	0,00892
<b>Experimento 2</b>			
Cantidades iniciales, mol	0,000	0,000	1,000
Cantidades de equilibrio, mol	0,753	1,506	0,247
Concentraciones de equilibrio, mol/L	0,0753	0,151	0,0247
<b>Experimento 3</b>			
Cantidades iniciales, mol	1,000	1,000	1,000
Cantidades de equilibrio, mol	1,380	1,760	0,620
Concentraciones de equilibrio, mol/L	0,138	0,176	0,0620

Las concentraciones impresas en azul se utilizan en los cálculos de la Tabla 16.2.

<sup>a</sup>Reacción llevada a cabo en un matraz de 10,0 L a 483 K.

- En ninguno de los casos se consume por completo los reactivos.
- Las cantidades en el equilibrio de reactivos y productos, en los tres experimentos, parece no tener nada en común.

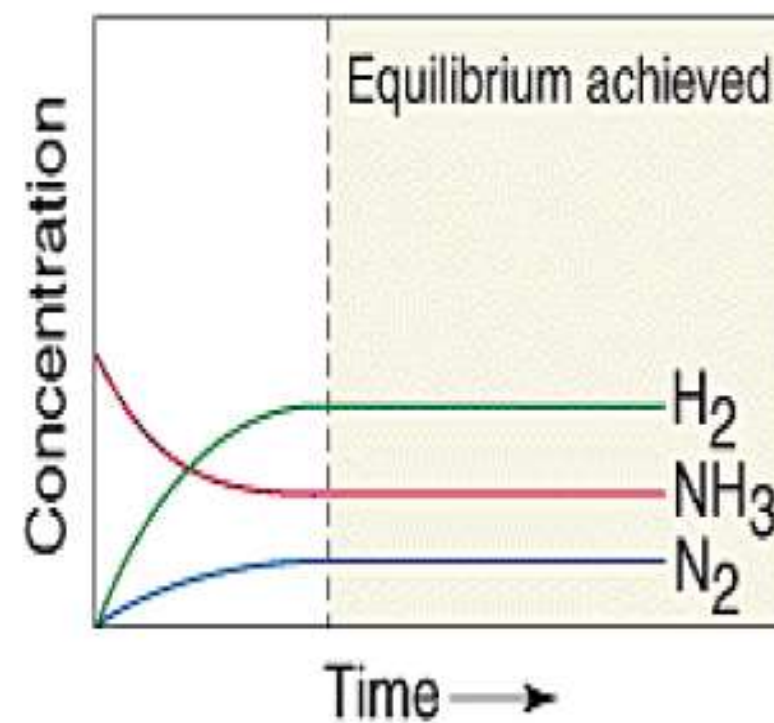
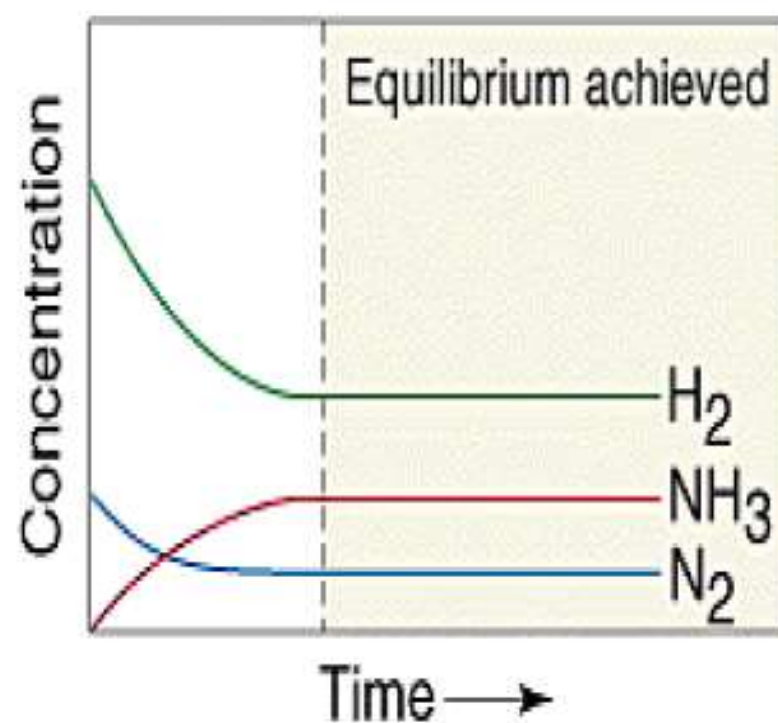
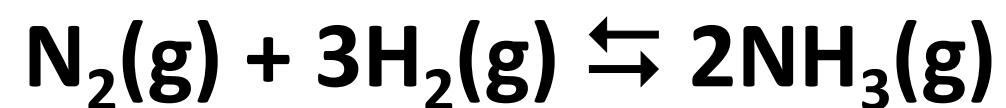


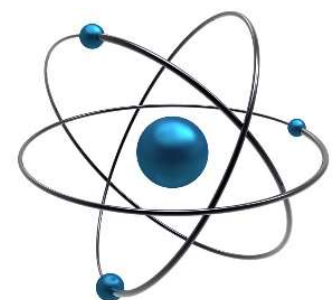


Tema Nº 10 – Equilibrio Químico  
**Química General**

## Equilibrio Químico

### Definición





Tema Nº 10 – Equilibrio Químico  
**Química General**

## Equilibrio Químico

### Constante de equilibrio



Constante de equilibrio

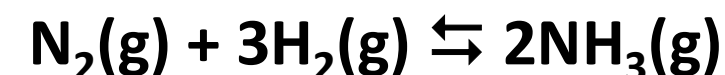
$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Siempre se debe escribir la reacción química para especificar a qué corresponde esa constante de equilibrio y en qué sentido se la expresa.

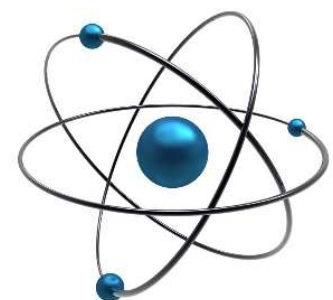
Se deben multiplicar las concentraciones molar en el equilibrio de los productos (elevada a la potencia correspondiente a su coeficiente estequiométrico), dividido por el producto de las concentraciones en equilibrio de los reactivos (elevada a la potencia correspondiente a su coeficiente estequiométrico).



$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2} = 14,5$$



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$



Tema Nº 10 – Equilibrio Químico  
**Química General**

## Equilibrio Químico

### Constante de equilibrio

**LEY DE ACCIÓN DE MASAS:** Para una reacción reversible y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante  $K$ , cuyo valor permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.

**TABLA 16.3** Constantes de equilibrio de algunas reacciones

Reacción	Constante de equilibrio, $K_p$
$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$1,4 \times 10^{83}$ a 298 K
$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	$1,9 \times 10^{-23}$ a 298 K
	1,0 a aproximadamente 1200 K
$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$	3,4 a 1000 K
$\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	$1,6 \times 10^{-21}$ a 298 K
	10,0 a aproximadamente 1100 K





## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

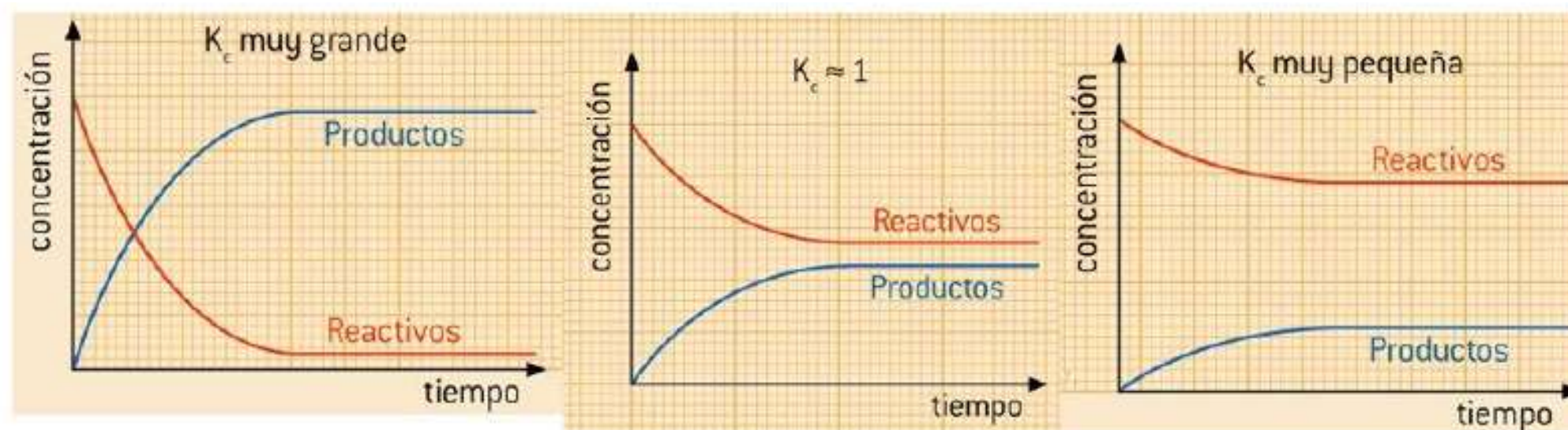
### Equilibrio Químico

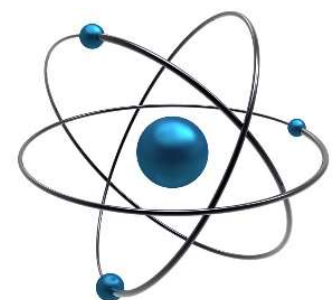
#### Constante de equilibrio

#### Significado del valor de la constante de equilibrio

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

- Si  $K$  es muy grande  $\Rightarrow$  la reacción directa progresa hasta que prácticamente se agota uno de sus reactivos ( $\rightarrow$ ).
- Si  $K = 1$   $\Rightarrow$  en el equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos, son similares ( $\leftrightarrow$ ).
- Si  $K$  es muy pequeña  $\Rightarrow$  la reacción está desplazada hacia los reactivos, apenas se forman productos ( $\leftarrow$ ).





Tema Nº 10 – Equilibrio Químico  
**Química General**

## Equilibrio Químico

### Definición

**Tabla 14.1** El sistema  $\text{NO}_2\text{--N}_2\text{O}_4$  a  $25^\circ\text{C}$

Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones en el equilibrio (M)		Relación de concentraciones en el equilibrio	
$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$
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	$4.63 \times 10^{-3}$





## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

### Equilibrio Químico

#### Constante de equilibrio

#### Significado del valor de la constante de equilibrio

La magnitud de  $K_c$  es una medida de la extensión en la que tiene lugar la reacción. Para cualquier reacción,  $K_c$ :

- 1) Solo varía con la temperatura.
- 2) Es constante a una temperatura dada.
- 3) Es independiente de las concentraciones iniciales.



$$K_c = \frac{[P]^p \cdot [Q]^q}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$K_P = \frac{[P_P]^p \cdot [P_Q]^q}{[P_A]^a \cdot [P_B]^b}$$

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



## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

### Equilibrio Químico

#### Constante de equilibrios Heterogéneos

- Si todos los reactivos y productos están en una sola fase, el **equilibrio es homogéneo**.
- Si uno o más reactivos o productos están en una fase diferente, el **equilibrio es heterogéneo**.

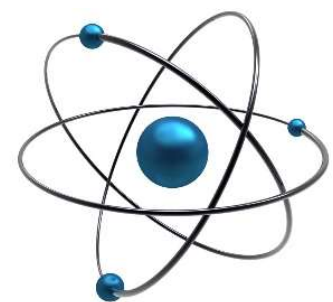


$$K_c = \frac{[\text{CaO}]_{(s)}}{[\text{CaCO}_3]_{(s)}} \cdot [\text{CO}_2]_{(g)} = \text{constante} \cdot [\text{CO}_2]_{(g)}$$

$$[\text{CO}_2]_{(g)} \div K'_c = \frac{K_c}{\text{constante}} = [\text{CO}_2]_{(g)}$$

La concentración de un sólido, al igual que su densidad, es una propiedad intensiva y no depende de la masa. Por lo tanto, sus concentraciones se consideran constantes y se combinan con  $K_c'$

*La concentración de los líquidos y de los sólidos no se incluye en la constante de equilibrio*



Tema Nº 10 – Equilibrio Químico  
**Química General**

## Equilibrio Químico

### Constante de equilibrios Mixtos

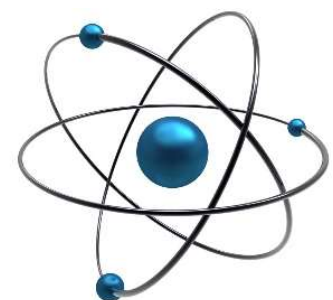
- Si una reacción se puede expresar como la suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global está dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.



Reacción global:



$$K_1 K_2 = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b \times [E]^e [F]^f / [C]^c [D]^d = [E]^e [F]^f / [A]^a [B]^b = K_c$$



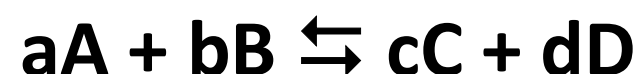
## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

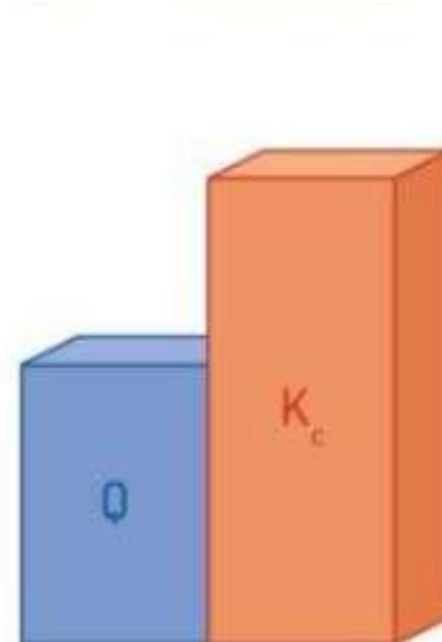
### Equilibrio Químico

#### El coeficiente de reacción Q

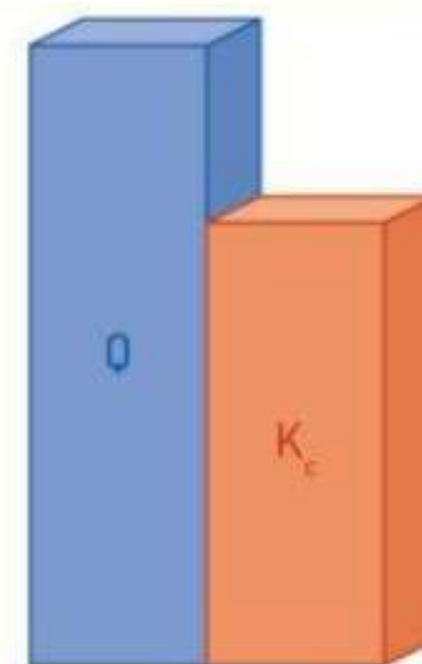
Para un análisis cualitativo, se puede calcular Q que tiene la misma forma que la  $K_c$ , pero implica valores específicos que **no son necesariamente concentraciones de equilibrio**.



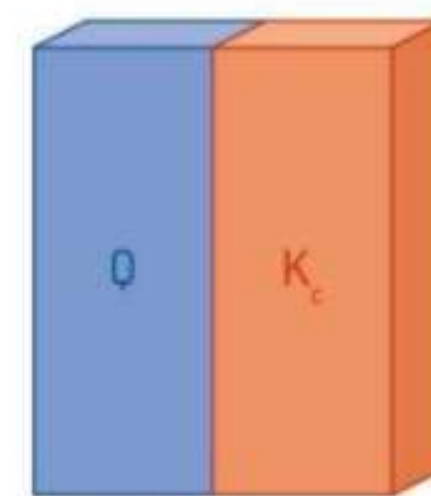
$$Q = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$



La reacción tiende a formar productos



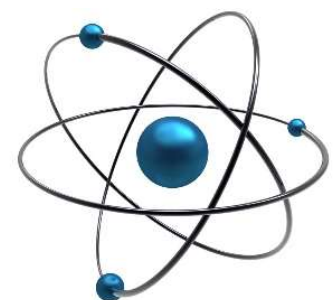
La reacción tiende a formar reactivos



Reacción en equilibrio

- $Q=K \Rightarrow$  El sistema **está en el equilibrio**.
- $Q<K \Rightarrow$  Reacción **directa**, predomina hasta que se alcanza el equilibrio (la reacción ocurre de izquierda a derecha).
- $Q>K \Rightarrow$  Reacción **inversa**, predomina hasta que se alcanza el equilibrio (la reacción ocurre de derecha a izquierda).





## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

### Equilibrio Químico

#### Factores que afectan el equilibrio

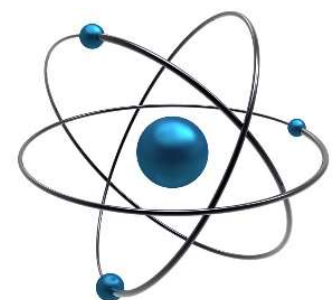
Una vez que el sistema ha alcanzado el equilibrio, permanece hasta que es perturbado por algún cambio en las concentraciones.

**Principio de LeChatelier:** si se aplica un cambio de condiciones (stress) a un sistema de equilibrio, el sistema responde de la forma en que mejor reduzca esos cambios para alcanzar de nuevo el equilibrio.

Hay cuatro tipos de cambios considerados:

- 1) *Cambios en la concentración*
- 2) *Cambios en la presión*
- 3) *Cambios en el volumen*
- 4) *Cambios en la temperatura*

Los cambios en la **concentración, presión y volumen** pueden cambiar las concentraciones de equilibrio en la reacción, pero **no modifican la constante de equilibrio**. En cambio, un cambio en la **temperatura SÍ afecta el valor de la constante de equilibrio**



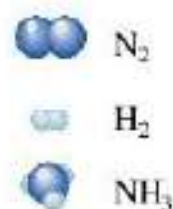
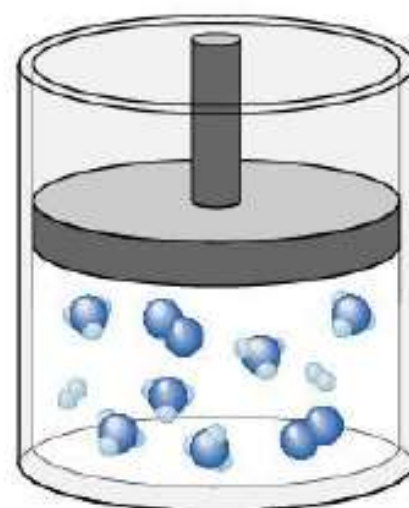
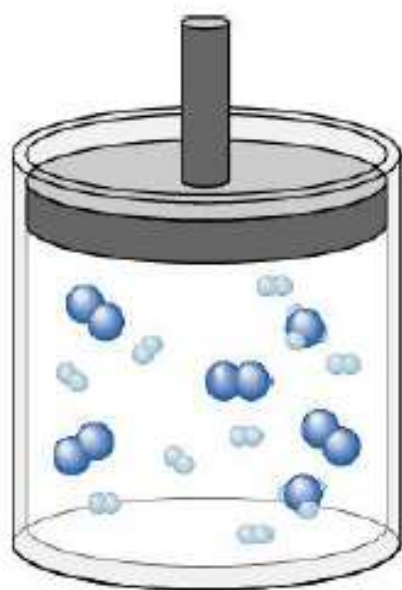
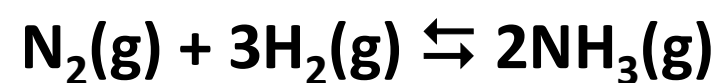
## Tema Nº 10 – Equilibrio Químico

# Química General

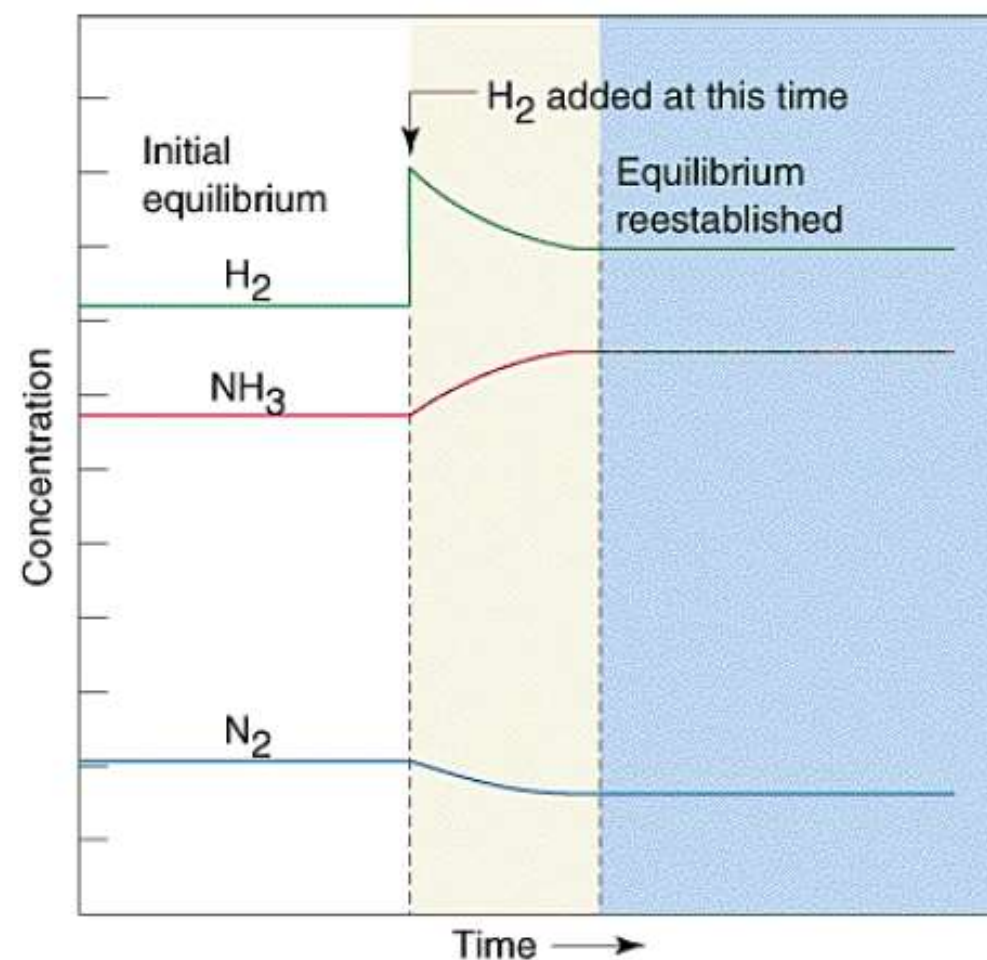
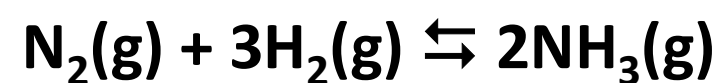
### Equilibrio Químico

Factores que afectan el equilibrio

#### 1) Aumento de la presión o Disminución del volumen

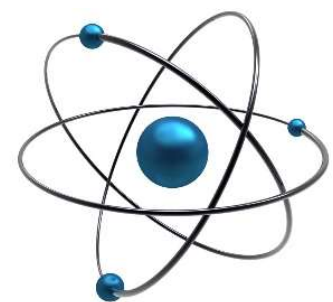


#### 2) Efecto de las concentraciones



#### 3) Efecto de la temperatura

Endotérmica → reactantes + calor = productos  
Exotérmica → reactantes = productos + calor



Tema Nº 10 – Equilibrio Químico  
**Química General**

## Equilibrio Químico

### Factores que afectan el equilibrio

#### Variaciones en el equilibrio

- $\Delta [\text{reactivos}] > 0$   $\longrightarrow$
- $\Delta [\text{reactivos}] < 0$   $\longleftarrow$
- $\Delta [\text{productos}] > 0$   $\longleftarrow$
- $\Delta [\text{productos}] < 0$   $\longrightarrow$
- $\Delta T > 0$  (exotérmicas)  $\longleftarrow$
- $\Delta T > 0$  (endotérmicas)  $\longrightarrow$
- $\Delta T < 0$  (exotérmicas)  $\longrightarrow$
- $\Delta T < 0$  (endotérmicas)  $\longleftarrow$
- $\Delta p > 0$  Hacia donde menos nº moles de gases
- $\Delta p < 0$  Hacia donde más nº moles de gases