



# EQUILIBRIO QUÍMICO

**QUÍMICA GENERAL**  
**QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA**

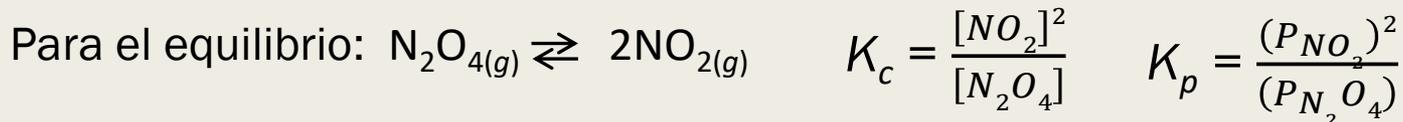
FACULTAD DE INGENIERÍA  
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

Dra. María Cecilia Medaura



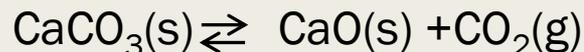
# Equilibrios homogéneos

Se aplica al caso donde **todas las especies químicas están en la misma fase.**



# Equilibrios heterogéneos

Las sustancias en equilibrio **están en fases distintas** y dan origen a equilibrios heterogéneos.



En este sistema interviene un gas en equilibrio con dos sólidos. Su expresión de equilibrio:

$$K_c = \frac{[CaO][CO_2]}{[CaCO_3]}$$

¿Cómo se expresa la concentración de una sustancia pura, sea ésta Líquida o sólida ?

$$\frac{\text{Densidad}}{MM} = \frac{g/cm^3}{g/mol} = \frac{mol}{cm^3}$$

**La concentración efectiva de un sólido o líquido puro es una constante**

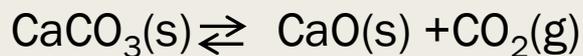
$$K_c = \frac{\text{constante 1}[CO_2]}{\text{constante 2}} \quad K_c \frac{\text{constante 2}}{\text{constante 1}} = [CO_2] \quad \boxed{K_c = [CO_2]}$$

Podemos generalizar:

*Si un sólido puro o un líquido puro participa en un equilibrio heterogéneo, su concentración **no** se incluye en la expresión de equilibrio para la reacción*

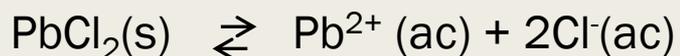
$$K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{(P_{N_2O_4})}$$

# Equilibrios heterogéneos



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

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



$$K_c = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}{\cancel{\text{PbCl}_2}}$$

$$K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$



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

$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}})}{(P_{\text{CO}_2})(P_{\text{H}_2})}$$



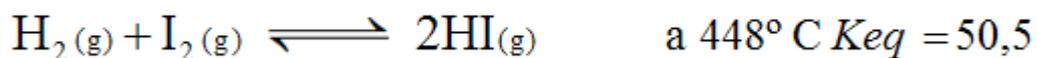
$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2}$$

$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}_2})^2}{(P_{\text{CO}})^2}$$



# Aplicaciones de la Keq

- Predicción del sentido de la reacción hasta alcanzar el equilibrio.



0,02 mol de HI; 0,01 mol de H<sub>2</sub> y 0,03 mol de I<sub>2</sub>  
a 448°C en recipiente de 2L

$$K_c = 50,5 = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{I_2})(P_{H_2})}$$

1°. Calculamos el cociente de reacción Q

$$Q = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})(P_{I_2})}$$

2°.

$$P_{HI} = \frac{n_{HI}RT}{V} = 0,592 \text{ atm}$$

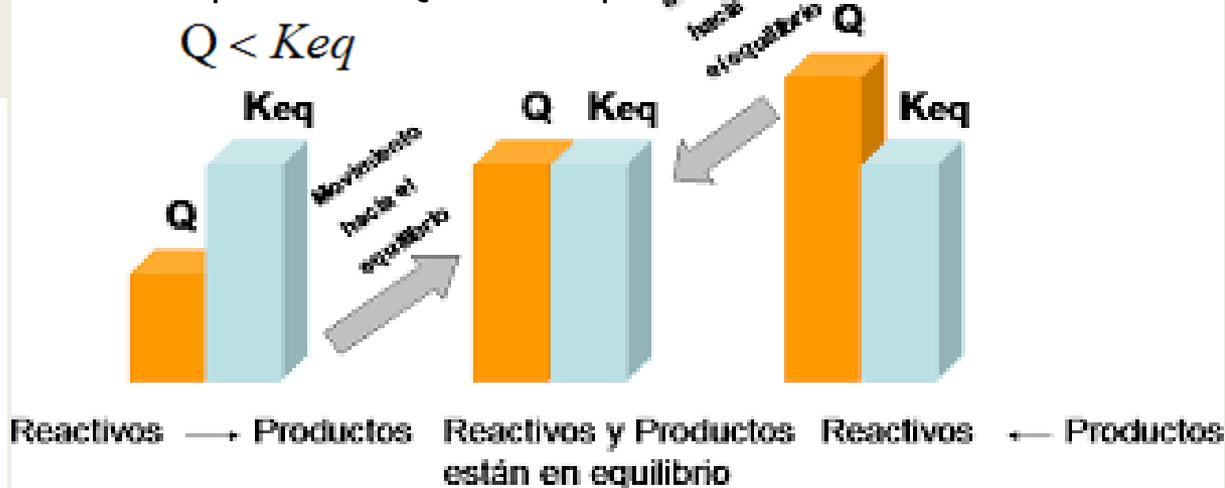
$$P_{H_2} = \frac{n_{H_2}RT}{V} = 0,296 \text{ atm}$$

$$P_{I_2} = \frac{n_{I_2}RT}{V} = 0,888 \text{ atm}$$

3°.

$$Q = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})(P_{I_2})} = \frac{(0,592)^2}{(0,296)(0,888)} = 1,3$$

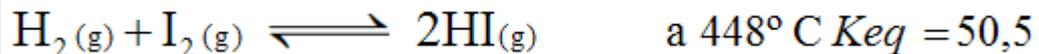
4°. Comparamos Q con Keq



$Q < K_{eq} \Rightarrow$  formación de HI



- Calculo de concentraciones y/o presiones de reactivos y productos en el equilibrio.



matraz de 1L: 1 mol de  $\text{H}_2$  y 2 mol de  $\text{I}_2$  a  $448^\circ\text{C}$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}RT}{V} = 59,19 \text{ atm}$$

$$P_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{I}_2}RT}{V} = 118,4 \text{ atm}$$

Condiciones	$P_{\text{H}_2(\text{g})}$ atm	$\text{I}_{2(\text{g})}$ atm	$\text{HI}_{(\text{g})}$ atm
Inicial	59,19	118,4	0
Cambio	-x	-x	+2x
Equilibrio	59,19-x	118,4-x	2x

$$K_{eq} = \frac{(P_{\text{HI}})^2}{(P_{\text{H}_2})(P_{\text{I}_2})} = \frac{(2x)^2}{(59,19 - x)(118,4 - x)} = 50,5$$

$$x_1 = 137,6 ; x_2 = 55,3$$

$$P_{\text{HI}} = 2x = 110,6 \text{ atm}$$

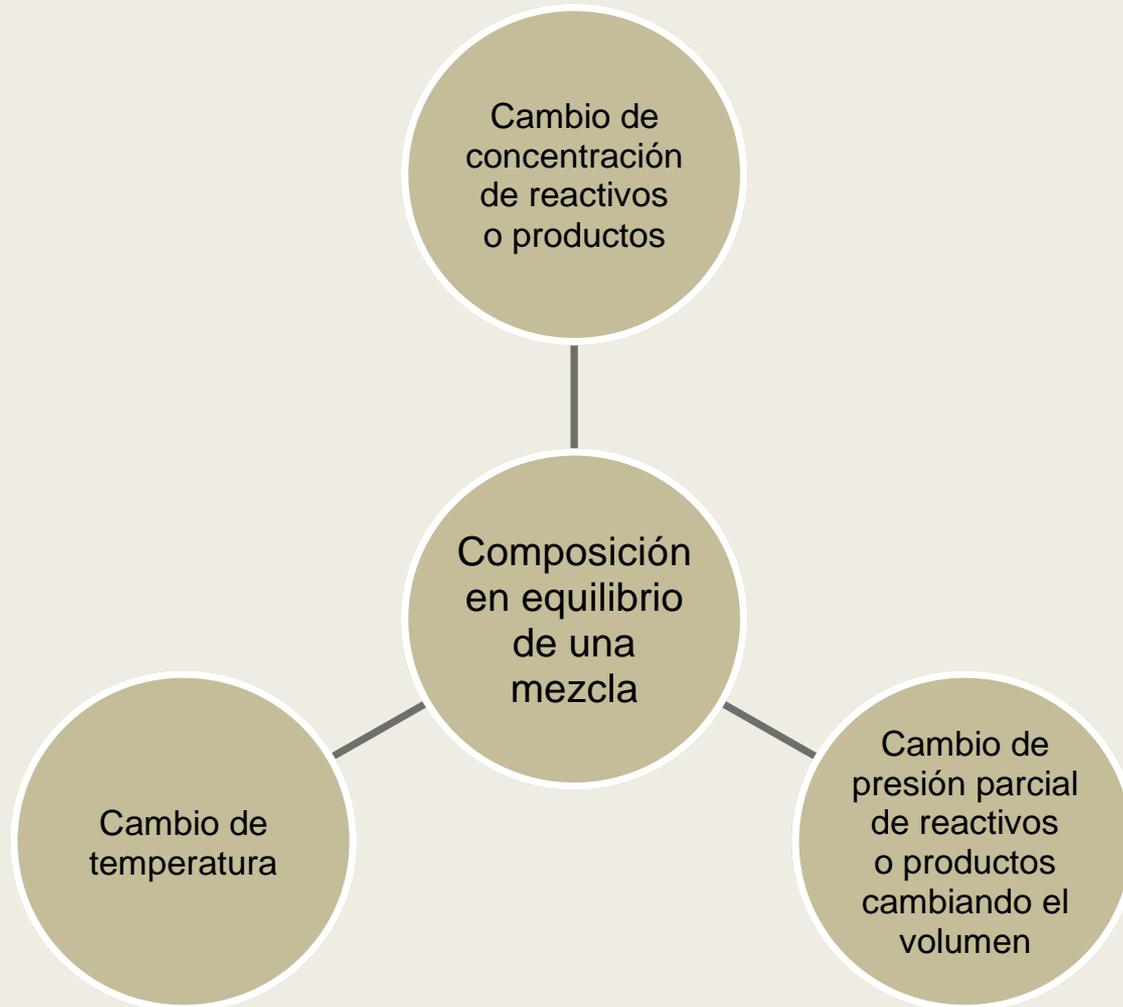
$$P_{\text{H}_2} = (59,19 - x) = 3,85 \text{ atm}$$

$$P_{\text{I}_2} = (118,4 - x) = 63,1 \text{ atm}$$



# Principio de Le Châtelier

*Si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio externo de temperatura, presión, volumen o concentración de uno de los componentes, el sistema **desplazará** su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación.*

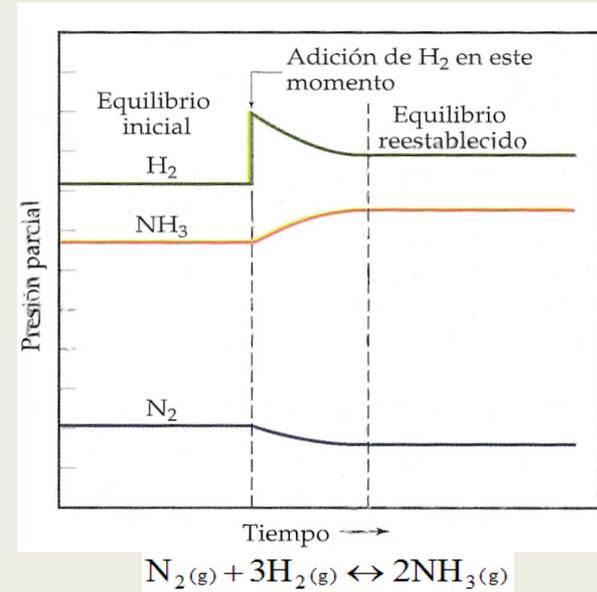


# Principio de Le Châtelier

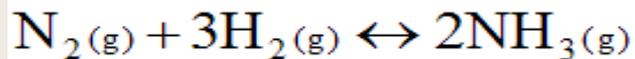
- Efecto de cambios de concentración de reactivos o productos

Si un sistema químico está en equilibrio y se agrega una sustancia, la reacción se desplazará de modo que se restablezca el equilibrio consumiendo parte de la sustancia agregada.

Si se elimina una sustancia, la reacción se desplazará en el sentido que se forme más de esa sustancia



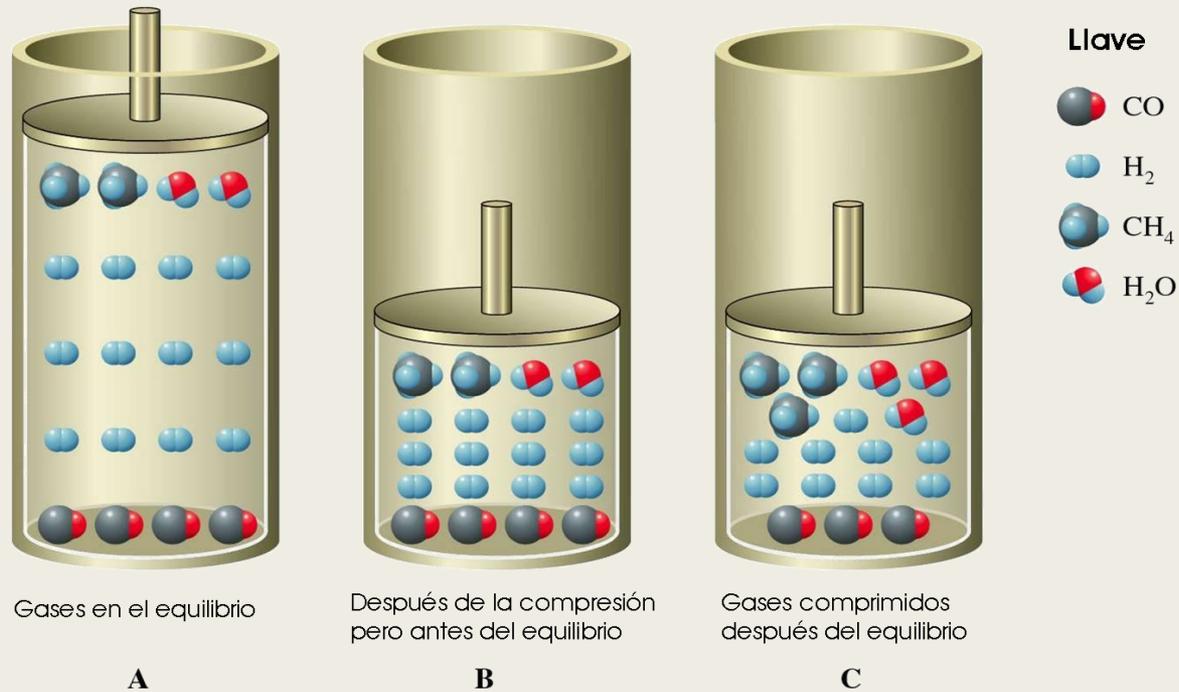
- Cambios de volumen y de presión



- Si se ↓ el volumen de un sistema gaseoso en equilibrio, ↑ la presión total, el sistema buscará reducir la presión según predice el principio de Le Châtelier.

- Cambio de presión sin variar el volumen: por ejemplo si se adiciona un gas inerte al sistema en equilibrio en un recipiente rígido, ↑ la presión total, ↓ las fracciones molares de reactivos y productos y como las presiones parciales se determinan como el producto entre las fracciones molares y la presión total del gas, el equilibrio no se afecta y permanece invariable.

# • Aumento de la presión externa



- Un aumento en la presión externa hace evolucionar al sistema en la dirección del menor número de moles de gas y viceversa.



- **Efecto de los cambios de temperatura**

La temperatura cambia el valor de  $K_{eq}$  de casi todas las reacciones a diferencia de los cambios de P, V y C que sólo *desplazan* el equilibrio.

Las velocidades de reacción normalmente se incrementan al aumentar la temperatura. Consecuentemente, se alcanza más rápidamente el equilibrio.

Una manera sencilla de analizar el efecto de la temperatura aplicando el Principio de Le Châtelier es consiste en tratar el calor como si fuera una especie química: En una reacción endotérmica, podemos considerar al calor como un reactivo. En una reacción exotérmica, podemos considerar al calor como un producto.

Endotérmica: Reactivos + calor  $\rightleftharpoons$  Productos

Exotérmica: Reactivos  $\rightleftharpoons$  Productos + calor

*Cuando la temperatura aumenta, el equilibrio se desplaza en el sentido que absorbe calor*

Endotérmica: un incremento de T hace que K aumente

Exotérmica: un incremento de T hace que K disminuya

- **Efecto de catalizadores**

Un catalizador incrementa la rapidez con la que se alcanza el equilibrio, pero no modifica la composición de la mezcla en equilibrio.

No provocan cambios ni efectos sobre las concentraciones de equilibrio.

No afectan ni cambian la constante de equilibrio sólo establecen más rápido o más lento dicho equilibrio.



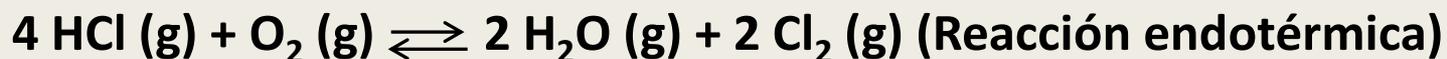
## Dirección del desplazamiento

- + Presión: hacia donde **disminuye** el número total de moles de gases.
- Presión: hacia donde **aumenta** el número total de moles de gases.
- + Volumen: hacia donde **aumenta** el número total de moles de gases.
- Volumen: hacia donde **disminuye** el número total de moles de gases.
- + Temperatura: **favorece** reacciones **endotérmicas**.
- Temperatura: **favorece** reacciones **exotérmicas**.



## EJEMPLO

Para la siguiente reacción en equilibrio:



Justifica cuál es el efecto sobre la concentración del HCl en el equilibrio en los siguientes casos:

- aumentar  $[\text{O}_2]$
- disminuir  $[\text{H}_2\text{O}]$
- aumentar el volumen
- reducir la temperatura
- añadir un gas inerte como He
- introducir un catalizador

