



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO

CINÉTICA QUÍMICA



Facultad de Ingeniería

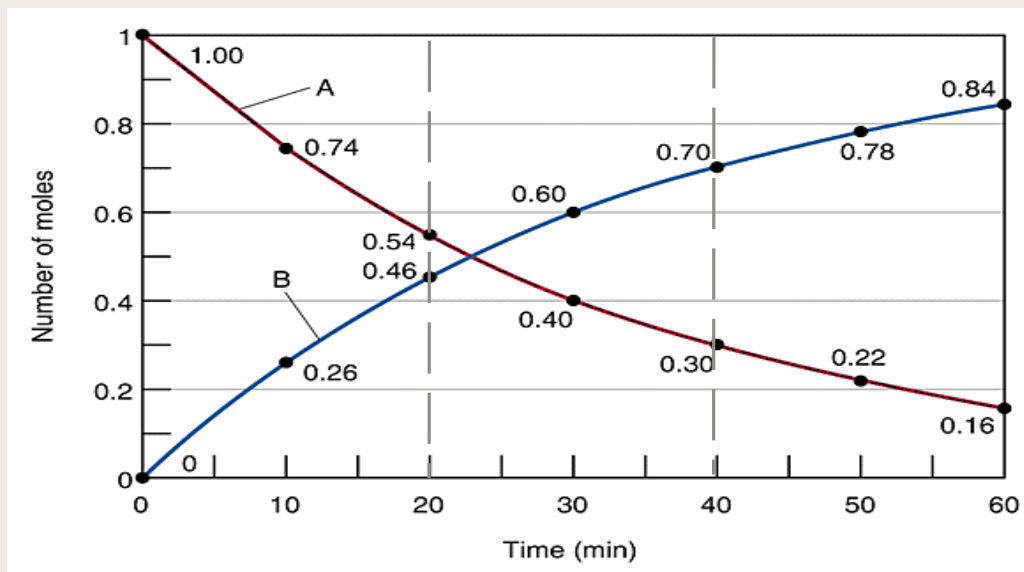
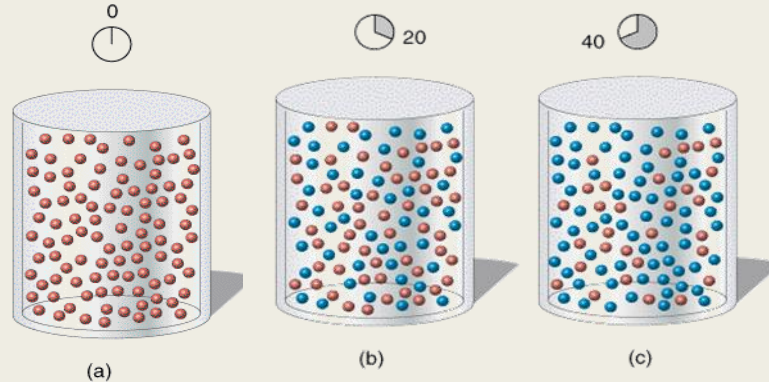
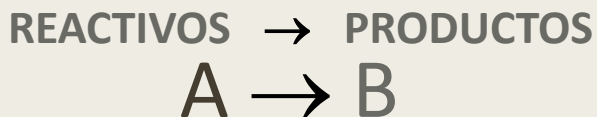
Cinética química

Es la rama de la química que proporciona las herramientas que se pueden utilizar para estudiar las velocidades de las reacciones químicas en los niveles tanto macroscópico como atómico. En este último nivel la información suministrada permite establecer los mecanismos por los cuales ocurren las reacciones, posibilitando intervenir sobre la velocidad de reacción y optimizar procesos.

La cinética química es de crucial importancia en ámbitos científicos y tecnológicos con implicaciones económicas, industriales y medioambientales.



Velocidad de reacción: Cambio en la concentración de los reactivos y/o productos por unidad de tiempo.



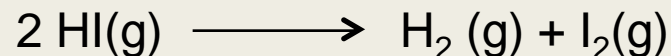
Velocidad media B = $\frac{\text{cambio de concentración molar de B}}{\text{cambio del tiempo}} = \frac{\Delta [B]}{\Delta t}$

$\Delta[B] = [B \text{ en tiempo final}(t_f)] - [B \text{ en tiempo inicial}(t_i)]$ $\Delta t = \text{tiempo final}(t_f) - \text{tiempo inicial}(t_i)$

Velocidad media A = $-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{[A] \text{ en } t_f - [A] \text{ en } t_i}{t_f - t_i}$

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Velocidad de reacción y Estequiometría



$$\text{Velocidad} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$

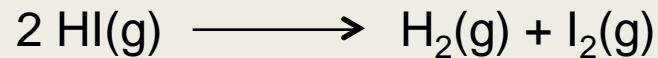
En general, para una reacción:



La velocidad está dada por:

$$\text{Velocidad única promedio de la reacción} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[\text{B}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{C}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{D}]}{\Delta t}$$

EJEMPLO: Descomposición del HI



	tiempo (s)	[HI] (M)	[H ₂] (M)	[I ₂] (M)
En ese intervalo de tiempo	0	2,32	0	0
	400	1,72	0,30	0,30

Velocidad única de
Reacción promedio:

$$-\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$
$$-\frac{1}{2} \frac{(1,72 - 2,32)\text{M}}{(400 - 0)\text{s}} = \frac{(0,30 - 0)\text{M}}{(400 - 0)\text{s}} = \frac{(0,30 - 0)\text{M}}{(400 - 0)\text{s}}$$

$$0,00075 \text{ M/s} = 0,00075 \text{ M/s} = 0,00075 \text{ M/s}$$

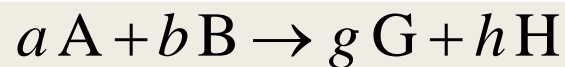
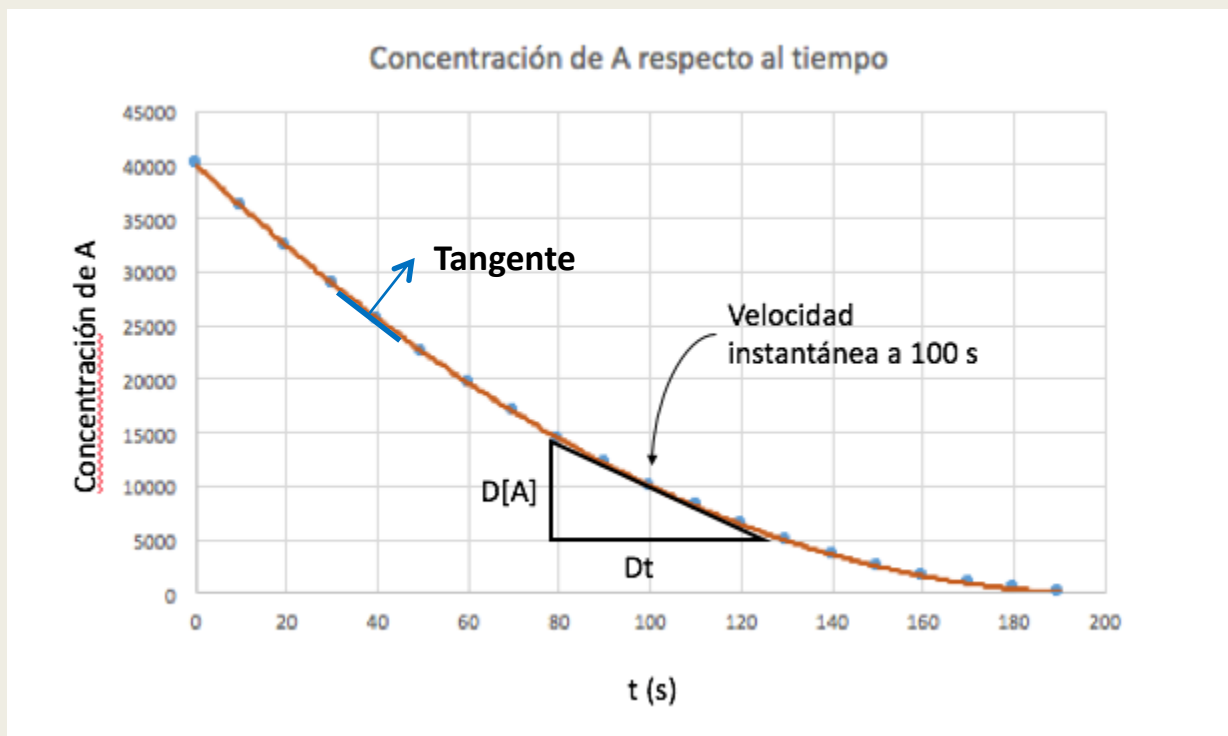
Cada segundo que pasa:

la concentración de HI **disminuye** **2** x 0,00075 mol/l

la concentración de H₂ **aumenta** **1** x 0,00075 mol/l

la concentración de I₂ **aumenta** **1** x 0,00075 mol/l

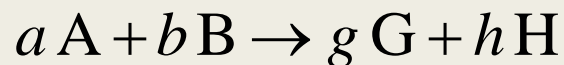
Velocidad Instantánea de reacción



$$\Delta t \rightarrow 0$$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{g} \frac{d[G]}{dt} = \frac{1}{h} \frac{d[H]}{dt}$$

En general:



En un intervalo de tiempo se calcula la Velocidad Única Promedio:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{g} \frac{\Delta[G]}{\Delta t} = \frac{1}{h} \frac{\Delta[H]}{\Delta t}$$

En intervalos pequeños, se calcula la Velocidad Instantánea:

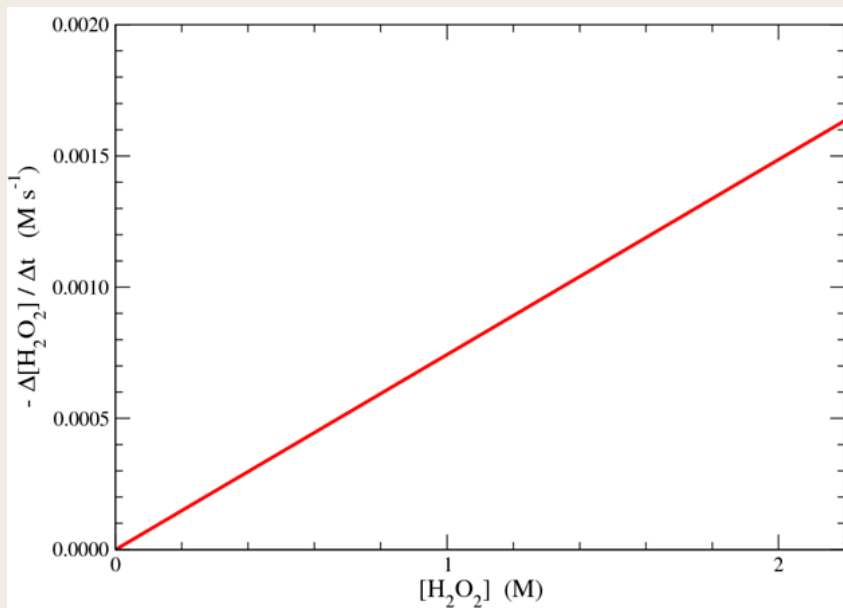
$$\Delta t \rightarrow 0$$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{g} \frac{d[G]}{dt} = \frac{1}{h} \frac{d[H]}{dt}$$

EXPRESIÓN DE LA LEY DE VELOCIDAD

Ejemplo: Descomposición del H_2O_2 $H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$

tiempo (s)	$[H_2O_2]$ (M)	Δt (s)	$\Delta[H_2O_2]$ (M)	v (M/s)
0	2,32	400	-0,60	0,0015
400	1,72	400	-0,42	0,0011
800	1,30	400	-0,32	0,00080
1200	0,98	400	-0,25	0,00063
1600	0,73	400	-0,19	0,00048
2000	0,54	400	-0,15	0,00038
2400	0,39	400	-0,11	0,00028
2800	0,28			



Se relacionan a través de una pendiente

Velocidad inicial de desaparición del $H_2O_2 \propto [H_2O_2]_{inicial}$

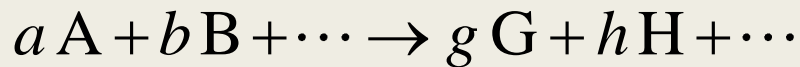
Velocidad inicial de desaparición del $H_2O_2 = k[H_2O_2]_{inicial}$

Ecuación cinética o Ley de velocidad

$$v = k [H_2O_2]$$

Ecuación de velocidad, Ley de velocidad o Ecuación cinética

Ecuación empírica que relaciona la velocidad de reacción con las concentraciones molares de los compuestos que participan en la reacción.



$$v = k [A]^m [B]^n \dots$$

Orden de reacción

- m, n, \dots : orden de reacción con respecto a A, B, ...
 - Generalmente, son números enteros positivos pequeños: 0, 1, 2.
 - Ocasionalmente, pueden ser números fraccionarios y/o negativos.
 - NO están relacionados con los coeficientes estequiométricos de la reacción global: *Tanto m y a como n y b NO tienen por qué coincidir. Solo concuerdan en reacciones que transcurren en un solo paso denominadas reacciones elementales.*
- $m+n+\dots$: orden de reacción total, u orden global de reacción.

Constante de velocidad o constante cinética: k

- Depende de la reacción, de la temperatura y de los catalizadores si los hubiera.
- Su valor indica si la reacción es rápida o lenta.
- Sus unidades dependen del orden de la reacción.

$$k [=] \text{M}^{1-(m+n+\dots)}/\text{t} \Rightarrow [=] \text{M}^{1-(\text{orden total})}/\text{t}$$

Determinación de la ecuación de velocidad: método de las velocidades iniciales

- ▶ Paso 1: Determinar los órdenes de reacción en el instante inicial, eligiendo convenientemente las concentraciones de reactivos.
 - Los órdenes de reacción son independientes del tiempo y de las concentraciones.
 - De la relación entre las velocidades iniciales de dos mezclas de reacción que difieren en la concentración de un solo reactivo se extrae el orden de reacción con respecto a ese reactivo.
- ▶ Paso 2: Determinar la constante de velocidad a partir de los datos de concentración y velocidad inicial de cualquiera de los experimentos anteriores.
 - La constante de velocidad es independiente del tiempo y de las concentraciones.

EJEMPLO: Para la reacción $A + B \rightarrow \text{PRODUCTOS}$

$$V_{\text{reacción}} = k [A]^m [B]^n$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [A]_2^m [B]_2^n}{k [A]_1^m [B]_1^n}$$

Datos cinéticos de la reacción $A + B \rightarrow C$ a 20°C

Experimento	[A],(M)	[B],(M)	Velocidad inicial (M/s)
1	0.105	0.150	1.8×10^{-5}
2	0.105	0.300	7.1×10^{-5}
3	0.052	0.300	3.5×10^{-5}

para A constante :

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cancel{[0,105]}_2^m [0,300]_2^n}{k \cancel{[0,105]}_1^m [0,150]_1^n} = 2^n$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{7,1}{1,8} = 3,94$$

$$n = 2$$

para B constante :

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k [0,105]_2^m \cancel{[0,300]}_2^n}{k [0,052]_3^m \cancel{[0,300]}_3^n} = 2^m$$

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{7,1}{3,5} = 2,03$$

$$m = 1$$

$$V_{\text{reacción}} = k [A]^1 [B]^2$$

ORDEN TOTAL = 1+2 = 3 (tercer orden)

EJERCICIO GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS

Se han realizado varias medidas referentes a una reacción del tipo:
 $aA + bB \rightarrow \text{Productos}$, obteniéndose los siguientes resultados:

EXPERIENCIA Nº	CONCENTRACION INICIAL (mol.l ⁻¹)		VELOCIDAD (mol.l ⁻¹ .s ⁻¹)
	[A]	[B]	
1	0,01	0,01	$4,4 \cdot 10^{-4}$
2	0,02	0,01	$8,8 \cdot 10^{-4}$
3	0,02	0,02	$35,2 \cdot 10^{-4}$

¿Cuál sería la expresión de la ecuación de velocidad para esa reacción? Utilice el método de las velocidades iniciales.

- a. $v = k.[A]^2.[B]$
- b. $v = k.[A].[B]^2$
- c. $v = k.[A]^2.[B]^2$
- d. $v = k.[A].[B]$

Factores que influyen en las velocidades de reacción



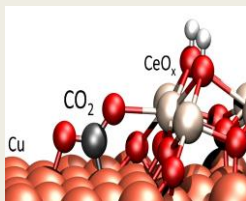
- **La naturaleza misma de los reactivos:** Afecta la ruptura y formación de nuevos enlaces que se dan lugar durante la reacción.



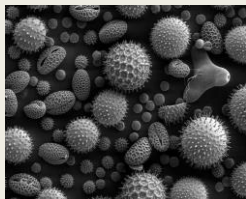
- **La concentración de los reactivos:** La mayoría de las reacciones químicas avanzan con más rapidez si se aumenta la concentración de uno o más de los reactivos.



- **La temperatura a la cual se lleva a cabo la reacción:** La rapidez de las reacciones químicas aumenta conforme se eleva la temperatura.



- **La presencia de un catalizador:** Un *catalizador* aumenta la velocidad de una reacción sin ser consumido en la misma. La fisiología de casi todas las especies vivas depende de manera crucial de las *enzimas*, que actúan como *catalizadores* biológicos aumentando la velocidad de reacciones bioquímicas específicas.



- **El área superficial de los reactivos y/o catalizadores:** Las reacciones en las que participan sólidos suelen avanzar más rápidamente conforme se aumenta el área superficial del sólido.



EQUILIBRIO QUÍMICO

QUÍMICA GENERAL
QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

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

Equilibrio químico

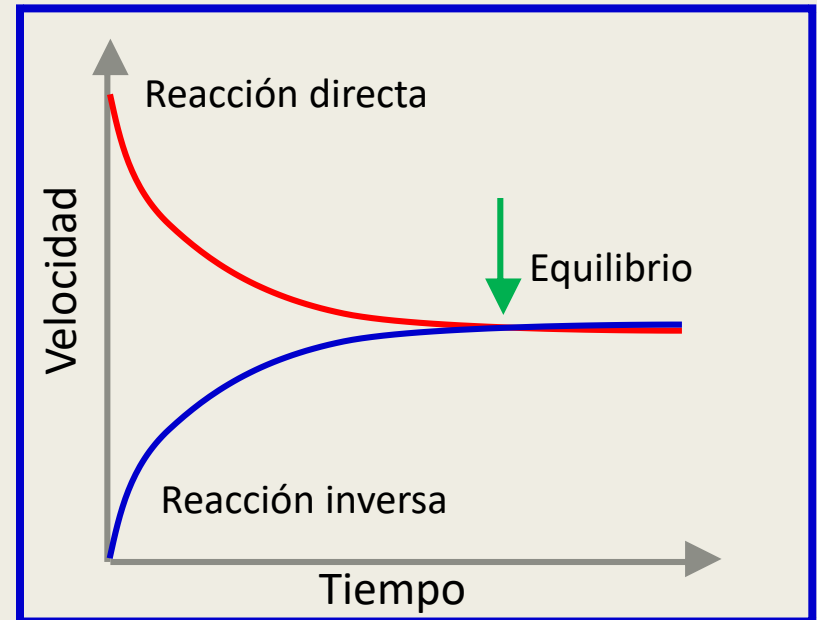
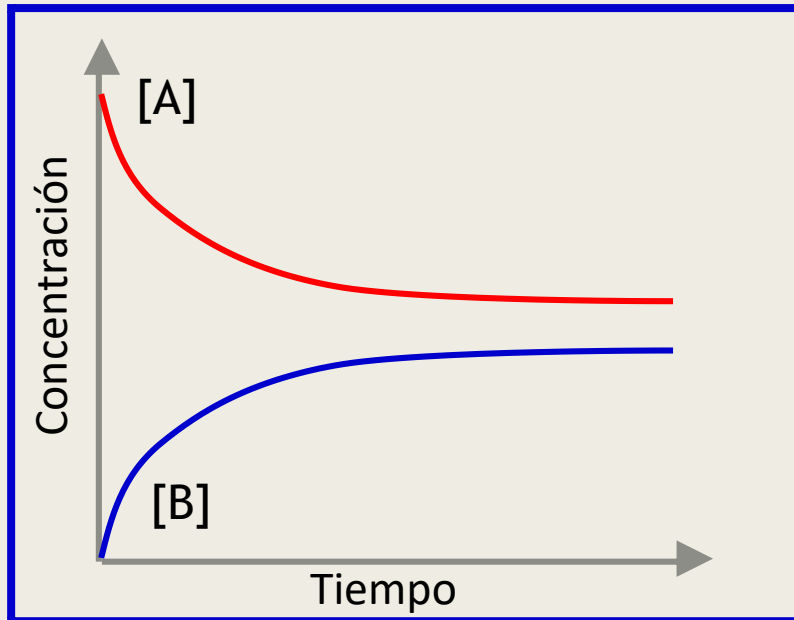
El equilibrio químico se establece cuando las **concentraciones de reactivos y productos** en un **sistema cerrado** se mantienen **constantes** en el tiempo, sin cambio visible del sistema y, por lo tanto, las velocidades directa e inversa son iguales.

Considerando reacciones reversibles y elementales, es posible plantear:



$$\text{Velocidad} = k_d[A]$$

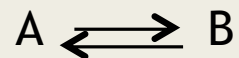
$$\text{Velocidad} = k_i[B]$$



$$\underset{\text{Velocidad}}{K_d}[A] = \underset{\text{Velocidad}}{K_i}[B]$$

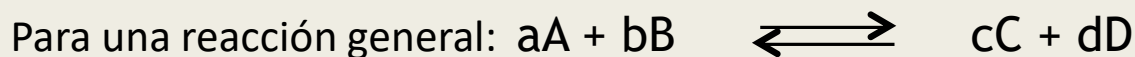
$$K = \frac{K_d}{K_i} = \frac{[B]}{[A]}$$

Constante de Equilibrio



$$K = \frac{K_d}{K_i} = \frac{[B]}{[A]}$$

Guldberg y Waage (1864) enunciaron la Ley de acción de masas, estableciendo la Expresión de equilibrio.



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

Condición de equilibrio: reactivos y productos en disolución. [] son las concentraciones molares de las especies en equilibrio elevadas a sus coeficientes estequiométricos.

Kc: Constante de equilibrio

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

Condición de equilibrio: reactivos y productos en fase gaseosa. (P) son las presiones parciales (atm) de las especies en equilibrio elevadas a sus coeficientes estequiométricos.

Kp: Constante de equilibrio

Los valores numéricos de Kc y Kp pueden ser iguales o diferentes, dependiendo del número de moles de las especies gaseosas presentes en la ecuación química balanceada.

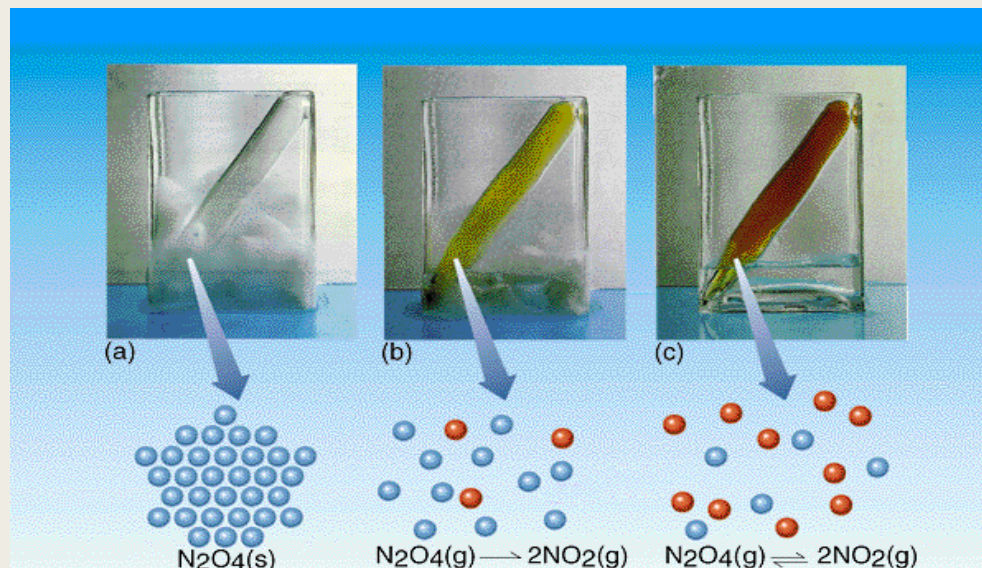
La expresión de la constante de equilibrio es una función de estado, sólo depende de la estequiometría de la reacción, no así de su mecanismo.

El valor numérico de la constante de equilibrio (Kc o Kp) varía únicamente con la temperatura.

Equilibrio químico

Existe equilibrio químico cuando dos reacciones opuestas ocurren de manera simultánea a la misma velocidad.

EJEMPLO: Equilibrio del sistema $\text{N}_2\text{O}_4\text{-NO}_2$

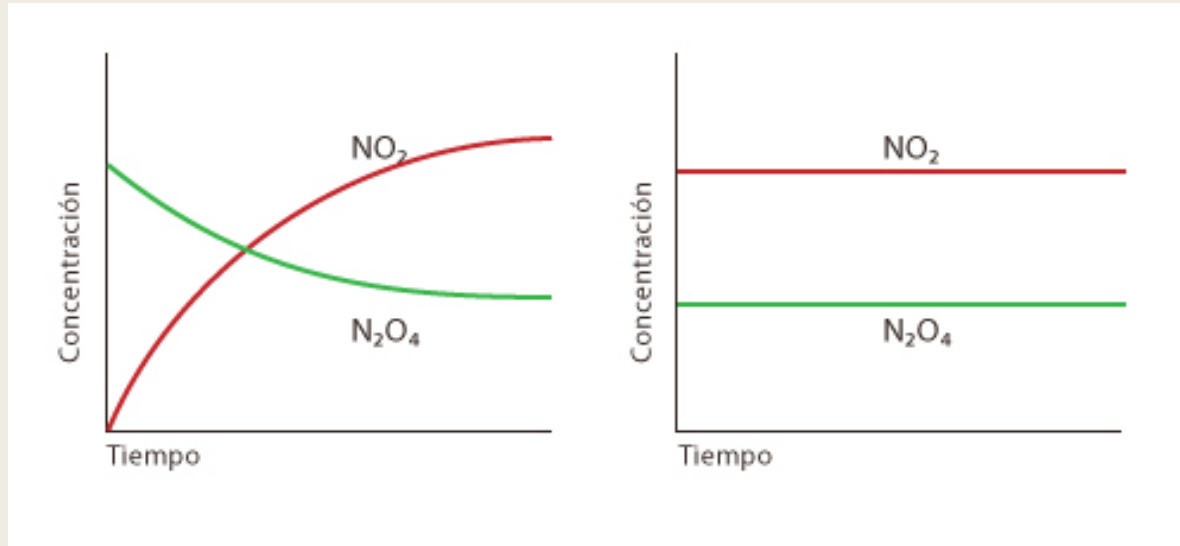


El equilibrio químico es la condición donde las concentraciones de todas las especie son constantes.

- Dado que NO_2 es color pardo oscuro y el N_2O_4 es incoloro, se verifica la reversibilidad de la reacción, con el cambio de color en uno y otro sentido de reacción.
- Se puede reconocer el equilibrio cuando ya no hay un cambio visible de color.
- Se puede conocer la cantidad de NO_2 a través de la intensidad del color en la mezcla gaseosa.

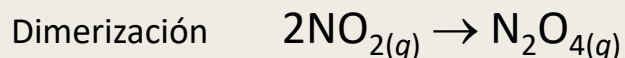
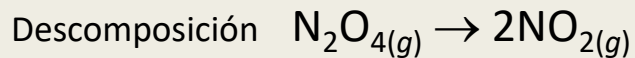
Equilibrio Químico

Los equilibrios químicos son equilibrios dinámicos: las moléculas individuales reaccionan en forma continua, aunque no cambie la composición global de la mezcla de reacción.



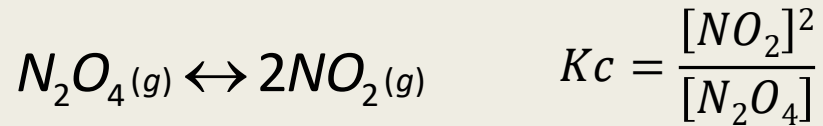
En el Equilibrio químico las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes y las velocidades directa e inversa son iguales.

El estado en el cual la velocidad de descomposición es igual a la velocidad de dimerización constituye un *EQUILIBRIO DINÁMICO*.



$$V_{\text{Descomposición}} = V_{\text{Dimerización}}$$

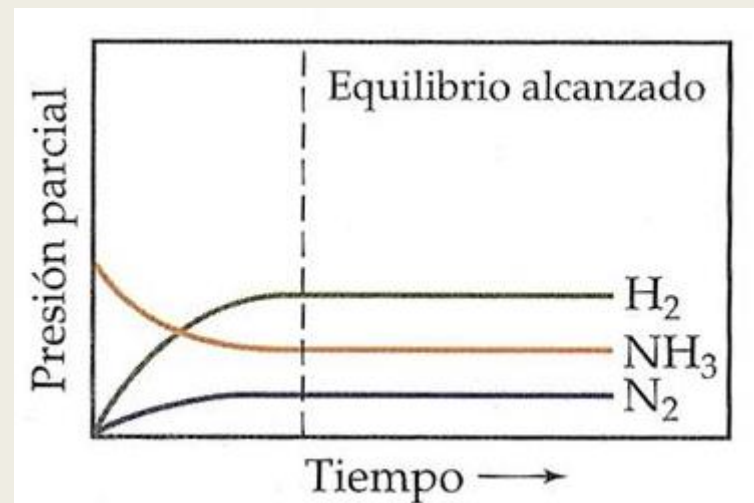
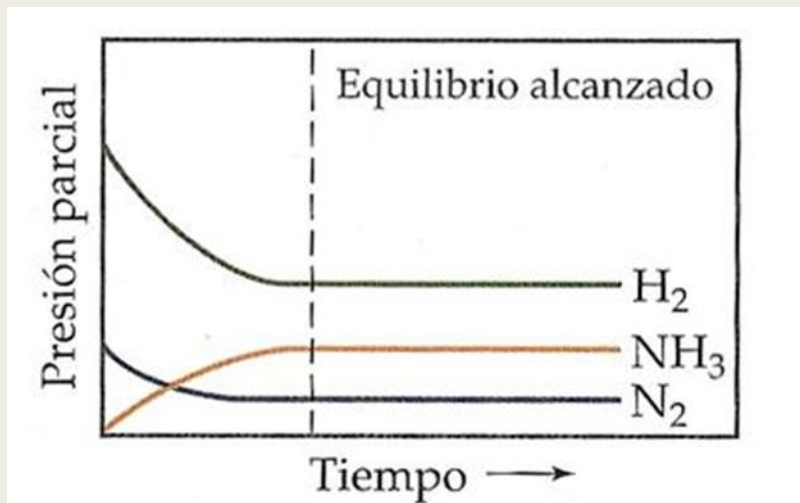
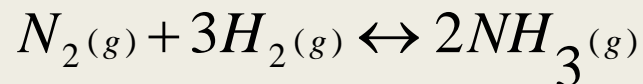
DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO



El sistema $NO_2-N_2O_4$ a $25^\circ C$					
Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones en el equilibrio (M)		Relación de concentraciones en el equilibrio	
<u>$[NO_2]$</u>	<u>$[N_2O_4]$</u>	<u>$[NO_2]$</u>	<u>$[N_2O_4]$</u>	<u>$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$</u>	<u>$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$</u>
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	4.65×10^{-3}
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	4.66×10^{-3}
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	4.60×10^{-3}
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	4.60×10^{-3}
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	4.63×10^{-3}

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{[0,0547]^2}{[0,643]} = 4,65 \times 10^{-3}$$

EJEMPLO: Proceso Haber



Las cantidades relativas de N_2 , H_2 y NH_3 presentes en el equilibrio no dependen de la cantidad de catalizador presente, pero sí de las cantidades relativas de H_2 y N_2 al inicio de la reacción.

Si se pone sólo NH_3 en el tanque en las mismas condiciones de reacción, se obtiene de nuevo una mezcla de N_2 , H_2 y NH_3 en equilibrio.

En el equilibrio, las concentraciones relativas de H_2 , N_2 y NH_3 son las mismas, sin que importe si la mezcla inicial tenía una proporción molar de 3:1 de H_2 y N_2 o era NH_3 puro.

La condición de equilibrio se puede alcanzar desde uno u otro sentido.

Para el proceso Haber: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

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

$$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2})(P_{H_2})^3}$$

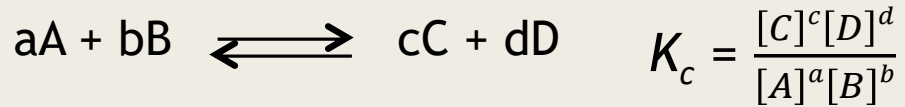
Para el equilibrio: $N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$

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

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

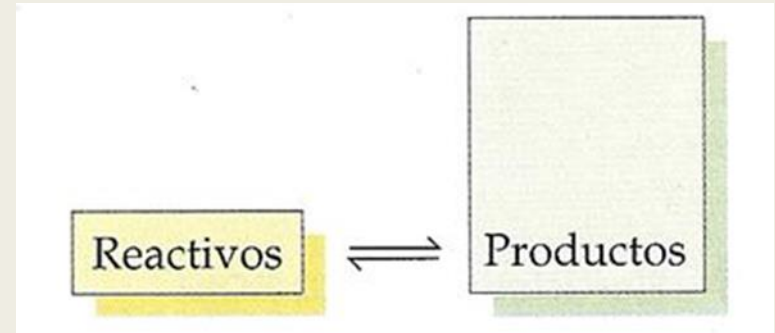
Magnitud de la K_{eq}

Proporciona información acerca de la composición de una mezcla en equilibrio.



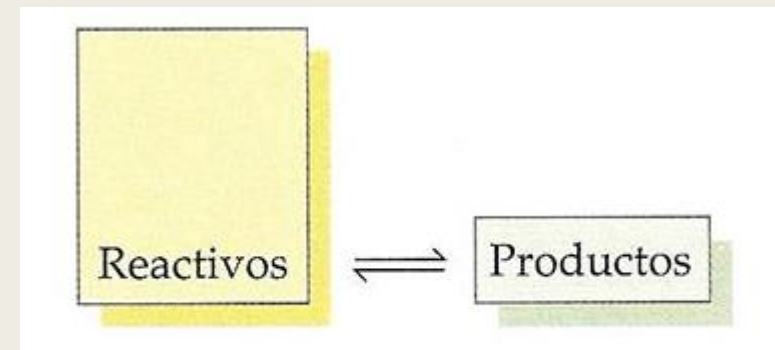
$$(a) K_{eq} \gg 1$$

*Equilibrio desplazado a la derecha:
hacia los productos*

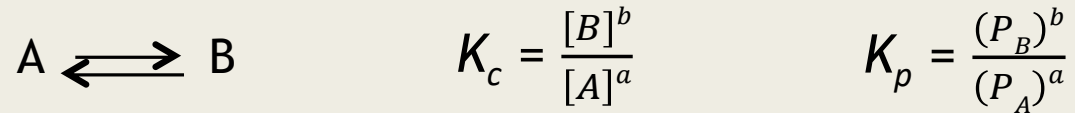


$$(b) K_{eq} \ll 1$$

*Equilibrio desplazado a la izquierda:
hacia los reactivos*



Cómo relacionar K_c y K_p



suponiendo comportamiento de gas ideal

$$PV = nRT \quad \text{Por lo tanto: } P = \frac{n}{V}RT = MRT$$

M

$$P_A = [A]RT \quad \text{y} \quad P_B = [B]RT$$

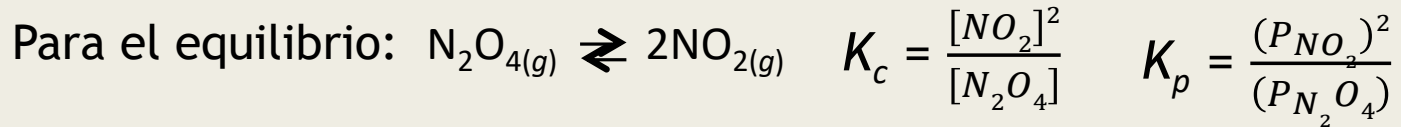
Sustituyendo: $K_p = \frac{[B]RT^b}{[A]RT^a}$ Reordenando: $K_p = \frac{[B]^b}{[A]^a} (RT)^{b-a}$

K_c

$$K_p = \frac{[B]^b}{[A]^a} (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \text{donde } \Delta n = b - a$$

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:

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

La concentración efectiva de un sólido o líquido puro es una constante y no se modifica por lo tanto se considera igual a la unidad y no se consigna en la expresión de K.

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

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

$$K_c = [CO_2]$$

Esta afirmación no significa que los sólidos o los líquidos puros no intervengan en el equilibrio. Para que se alcance el equilibrio es necesario que el sistema contenga todas las especies que intervienen en el mismo. Sin embargo, ni los sólidos ni los líquidos puros modifican sus concentraciones significativamente, por tanto, no afectan a la constante de equilibrio. Se podría entender que sus concentraciones (no variables) se multiplican por la constante de equilibrio dando lugar a una nueva constante.

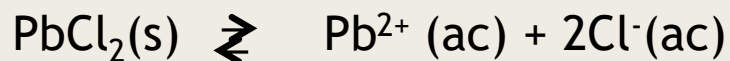
*Si un sólido puro o un líquido puro participa en un equilibrio heterogéneo, su concentración **no se incluye en la expresión de equilibrio para la reacción***

Equilibrios heterogéneos



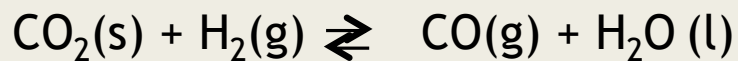
$$K_c = [\text{CO}_2]$$

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



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

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



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

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

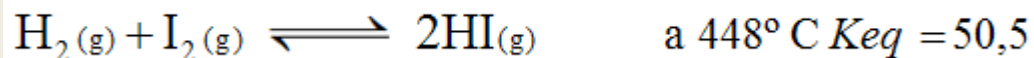


$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2}$$

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

Aplicaciones de la Keq

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



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

0,02 mol de HI; 0,01 mol de H₂ y 0,03 mol de I₂
a 448°C en recipiente de 2L

1°. Calculamos el cociente de reacción Q

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

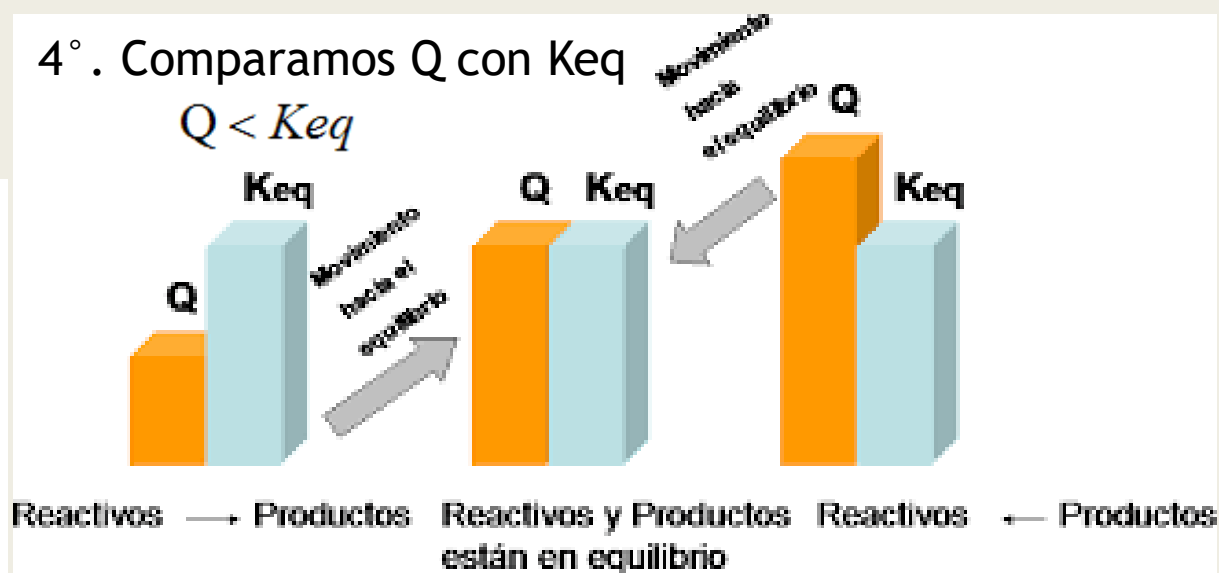
2°.

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

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

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

4°. Comparamos Q con Keq

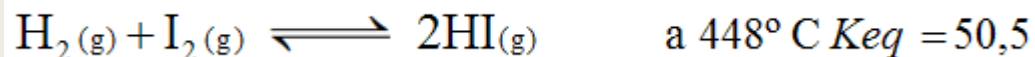


3°.

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

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

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



matraz de 1L: 1 mol de H_2 y 2 mol de I_2 a 448°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

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

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

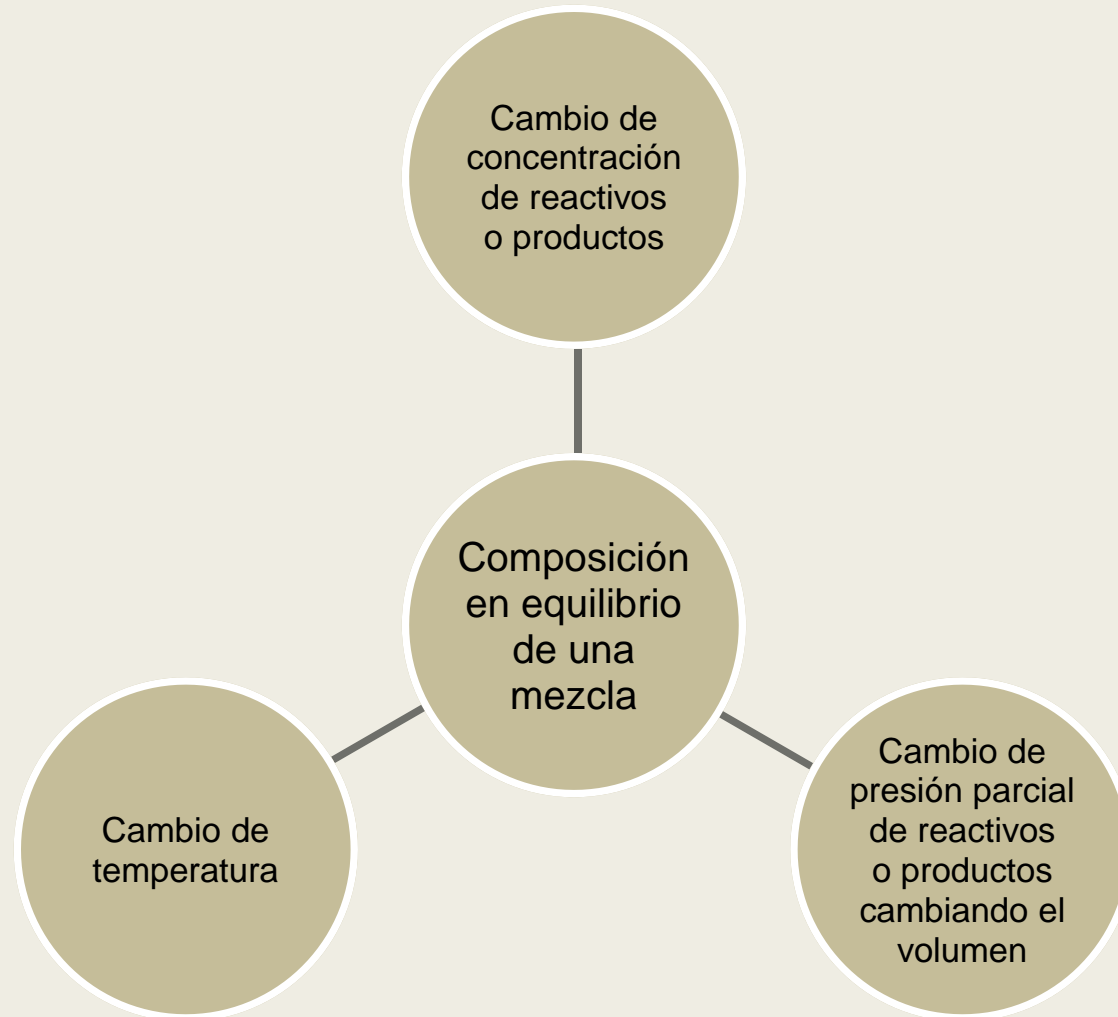
$$P_{\text{HI}} = 2x = 110,6 \text{ atm}$$

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

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

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.*

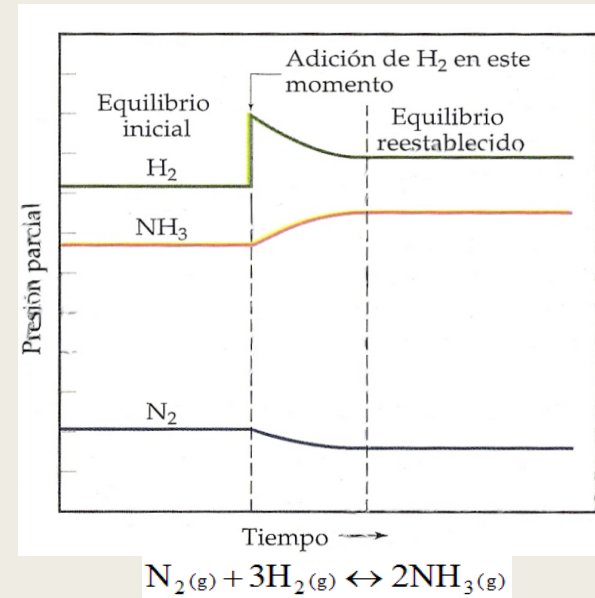


Principio de Le Châtelier

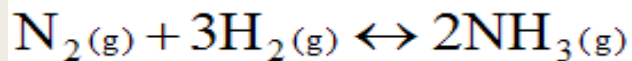
- **Efecto de cambios de concentración de reactivos o productos**

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



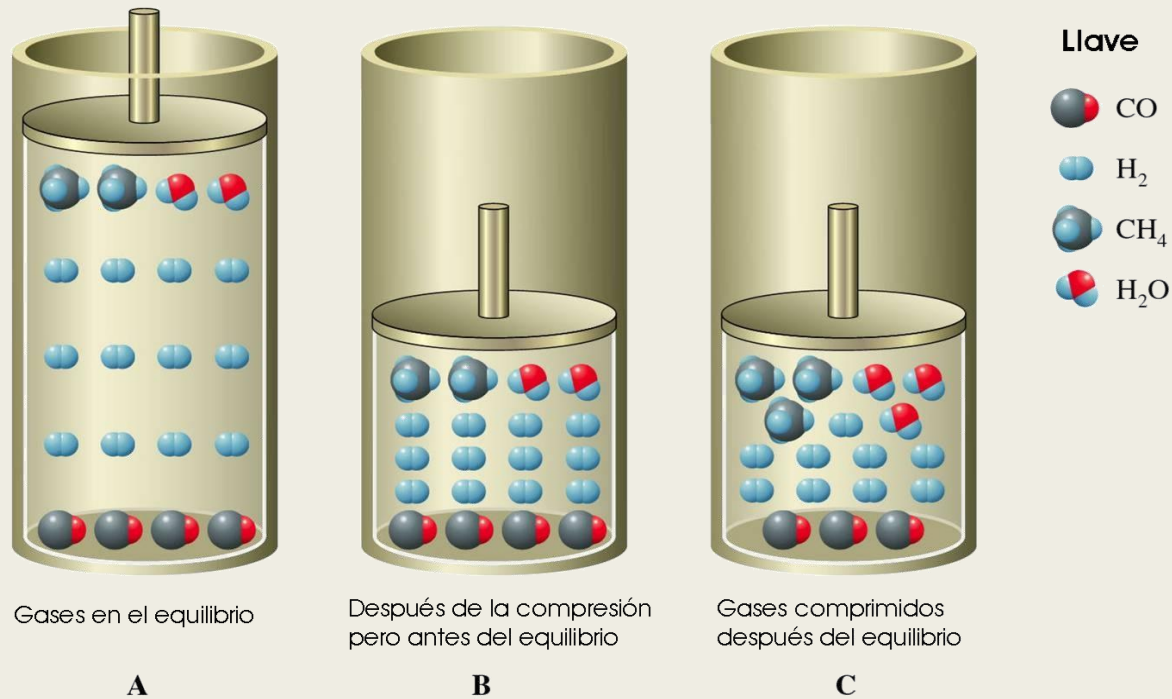
- **Cambios de volumen y de presión**



- 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.

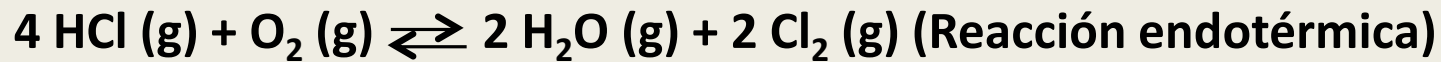
No afectan ni cambian la constante de equilibrio sólo establecen más rápido o más lento dicho equilibrio.

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:

- a. aumentar $[\text{O}_2]$
- b. disminuir $[\text{H}_2\text{O}]$
- c. aumentar el volumen
- d. reducir la temperatura
- e. añadir un gas inerte como He
- f. introducir un catalizador