



EQUILIBRIO QUÍMICO

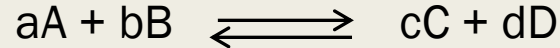
QUÍMICA GENERAL
QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

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

Dra. María Cecilia Medaura

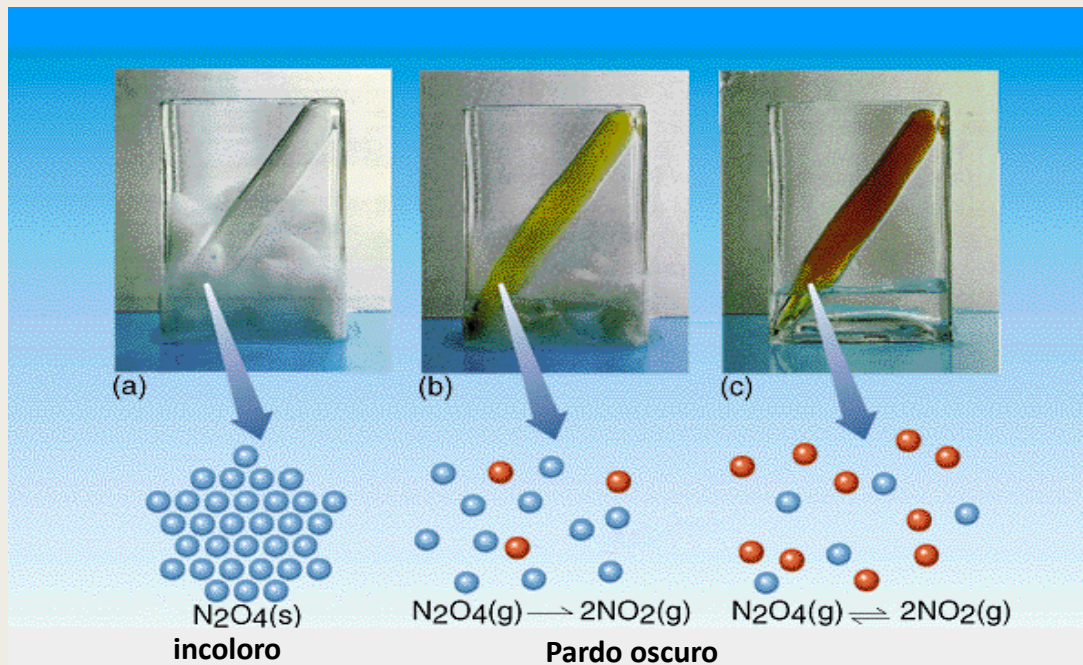


Equilibrio químico



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

El equilibrio del sistema $N_2O_4-NO_2$

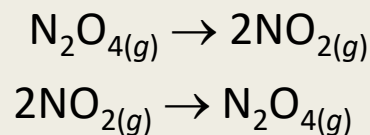


El equilibrio químico es la condición donde las concentraciones de todas las especies son constantes

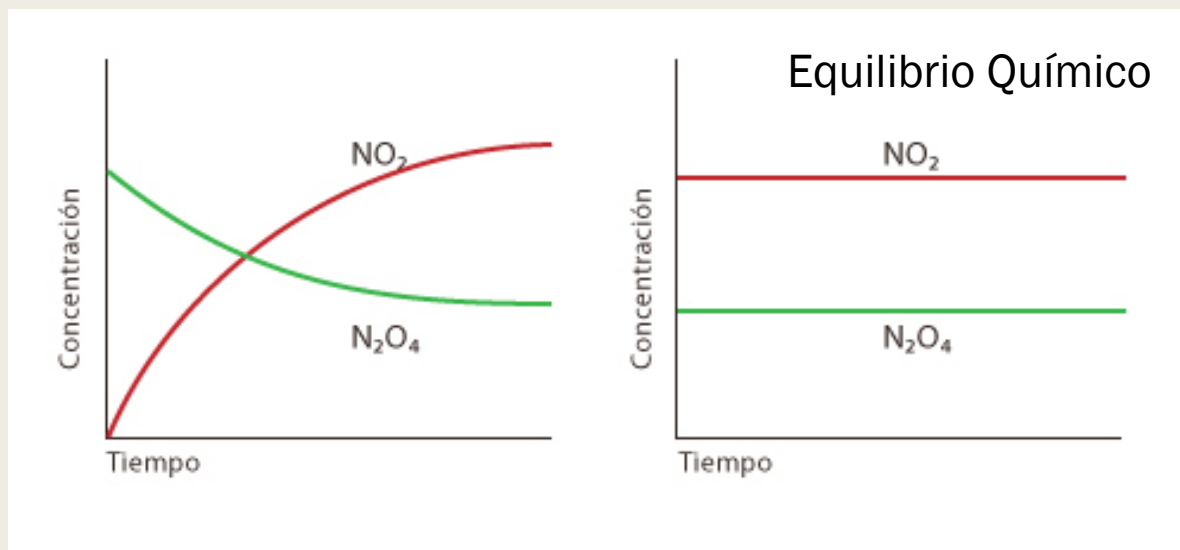
- Dado que NO_2 es color pardo oscuro y el N_2O_4 es incoloro, se verifica la reversibilidad de la reacción, con el cambio de color en uno y otro sentido de reacción.
- Se puede reconocer el equilibrio cuando ya no hay un cambio visible de color.
- Se puede conocer la cantidad de NO_2 a través de la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



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



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



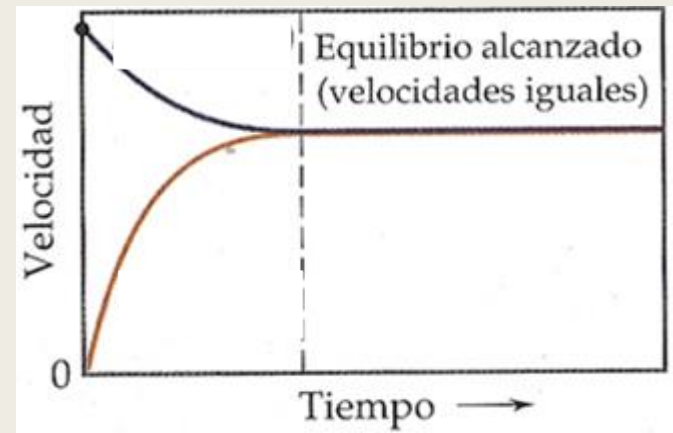
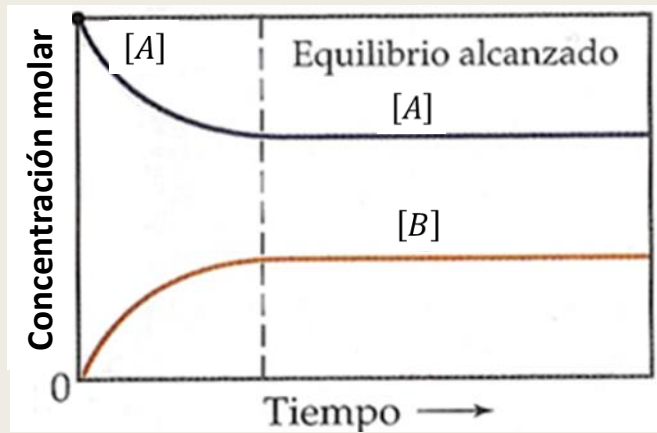
En el Equilibrio químico las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes y las velocidades directa e inversa son iguales.



Equilibrio químico

Concepto: condición en la cual las **concentraciones de reactivos y productos** en un **sistema cerrado** se mantienen **constantes** con el tiempo, sin cambio visible del sistema.

Considerando reacciones reversibles y elementales, es posible plantear:

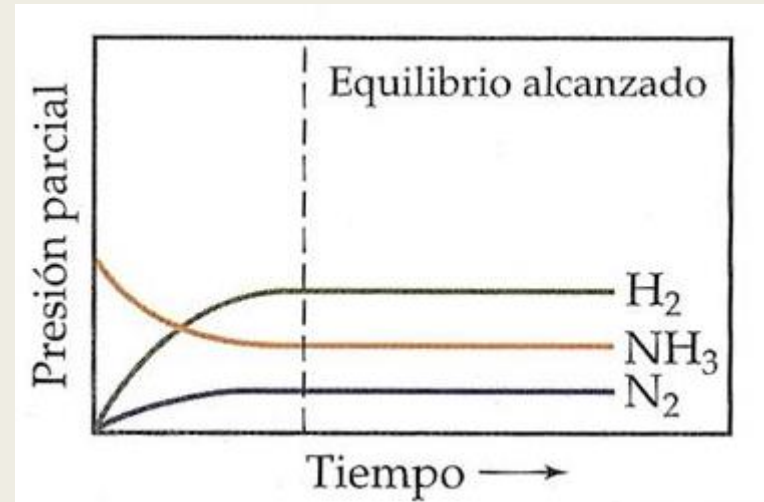
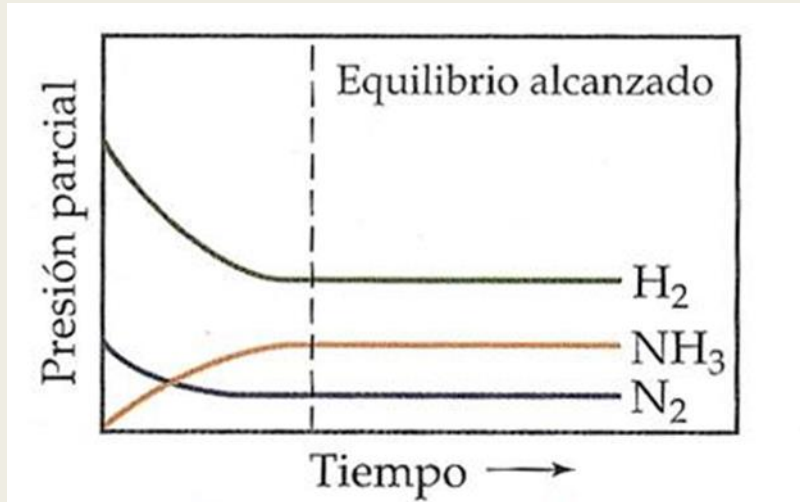
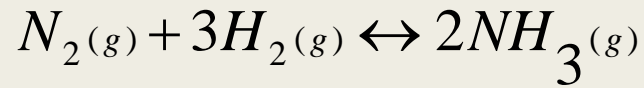


$$\underset{\text{Velocidad directa}}{K_d[A]} = \underset{\text{Velocidad inversa}}{K_i[B]}$$

$$\frac{[B]}{[A]} = \frac{K_d}{K_i} = \text{una constante}$$



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.

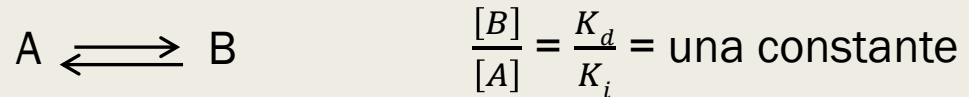
Si se pone sólo NH_3 en el tanque en las mismas condiciones de reacción, se obtiene de nuevo una mezcla de N_2 , H_2 y NH_3 en equilibrio.

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.

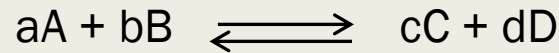
La condición de equilibrio se puede alcanzar desde uno u otro sentido.



La constante de Equilibrio



Ley de acción de masas. Guldberg y Waage, 1864. 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.

K_c: 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.

K_p: Constante de equilibrio

Los valores numéricos de K_c y K_p son diferentes.

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

El valor de *K_{eq}* (K_c o K_p) varía únicamente con la temperatura.



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

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

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

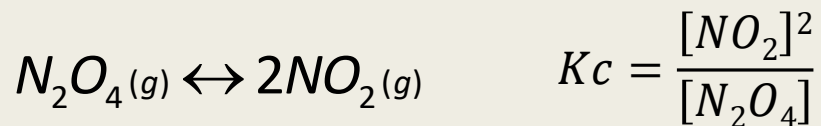
Para el equilibrio: $N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$

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

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



DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO



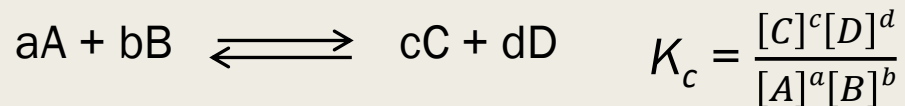
El sistema $NO_2-N_2O_4$ a $25^\circ C$					
Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones en el equilibrio (M)		Relación de concentraciones en el equilibrio	
<u>[NO₂]</u>	<u>[N₂O₄]</u>	<u>[NO₂]</u>	<u>[N₂O₄]</u>	<u>$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$</u>	<u>$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$</u>
0.000	0.670	0.0547	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}

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



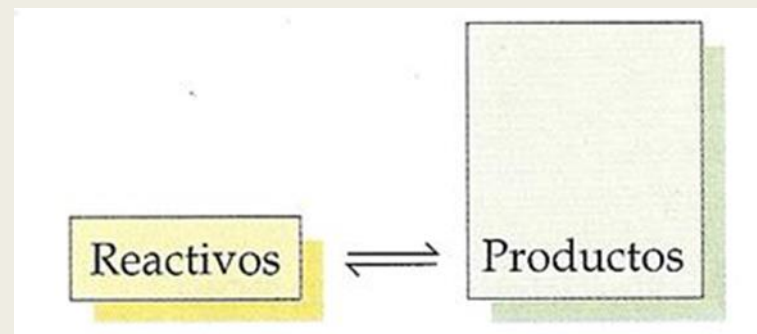
Magnitud de la K_{eq}

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



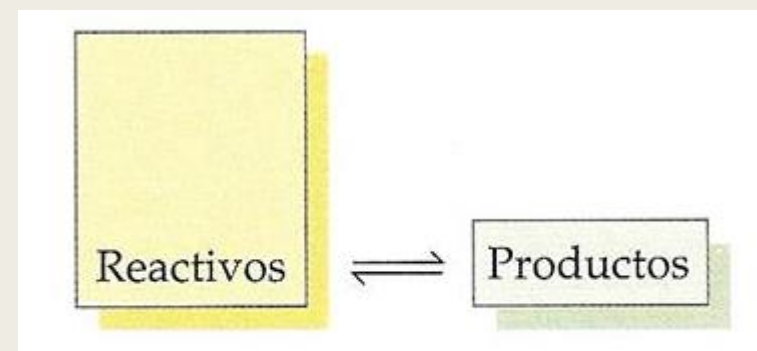
$$(a) K_{eq} \gg 1$$

*Equilibrio desplazado a la derecha:
hacia los productos*

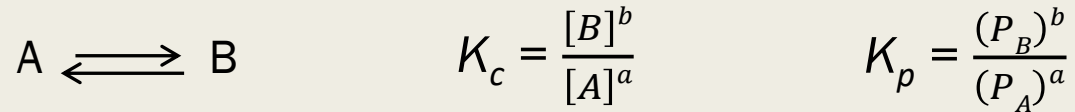


$$(b) K_{eq} \ll 1$$

*Equilibrio desplazado a la izquierda:
hacia los reactivos*



Cómo relacionar K_c y K_p



suponiendo comportamiento de gas ideal

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

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

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

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

