

Reacciones Reversibles

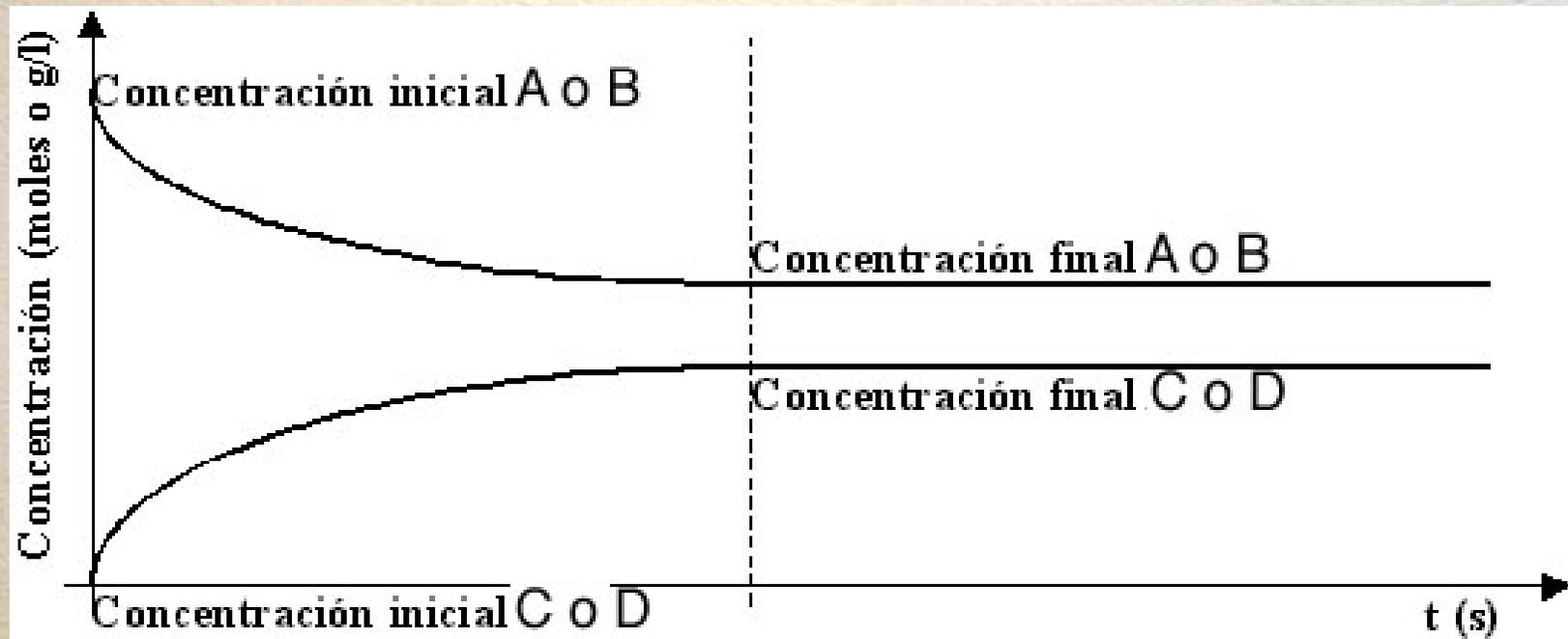
Para la reacción:



las moléculas C y D pueden reaccionar entre sí

La reacción avanzará hacia la derecha pero a medida que la concentración de las moléculas A y B disminuya, la velocidad de reacción disminuirá,

a medida que comiencen a formarse moléculas C y D, la velocidad de reacción reversa de formación de A y B comenzará a aumentar hasta que se **establezca un punto de equilibrio**, donde ambas velocidades se equilibran, y en el cual coexistirán moléculas A, B, C y D.



Las reacciones químicas se pueden clasificar por su progreso macroscópico en:

IRREVERSIBLES:

Reacciones en las que los reactantes se transforman en productos y al final de la reacción en el sistema se puede determinar sólo la presencia de productos.

En este caso la reacción procede en una sola dirección indicada mediante una flecha.



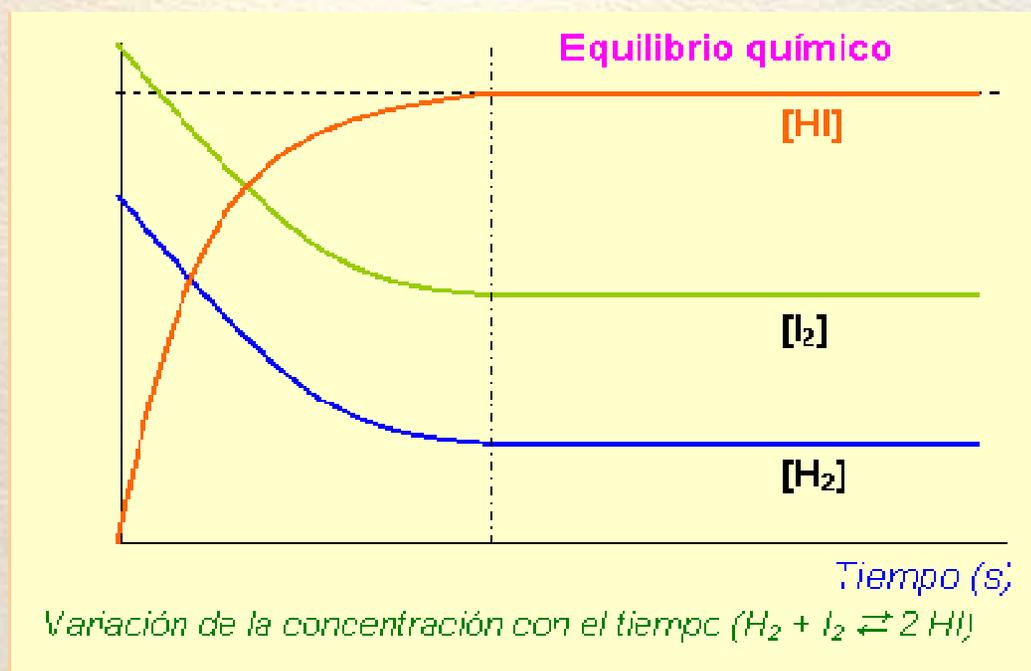
REVERSIBLES:

Son aquellas reacciones en las que los reactantes se transforman parcialmente en productos, por lo tanto al final de la reacción es posible determinar la presencia de reactantes y productos en proporciones variables que dependen de la reacción química analizada y las condiciones en las cuales se ha efectuado.

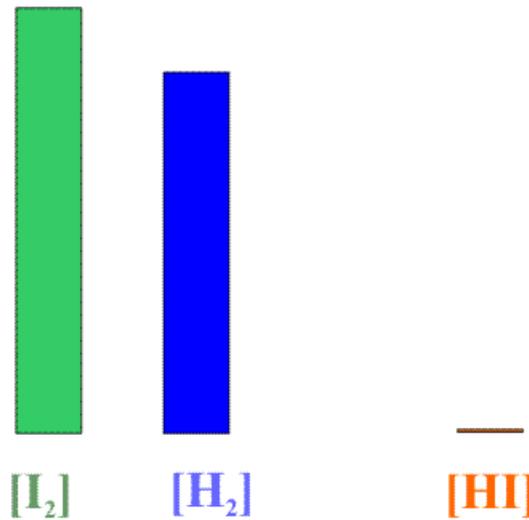
En estos casos la reacción procede en ambas direcciones directa e inversa y se señala por dos flechas.



Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactantes o productos) se estabiliza, es decir, se gastan o generan a la misma velocidad que se forman, se llega al EQUILIBRIO QUÍMICO.



*Variación de las
concentraciones con el tiempo*



LEY DE ACCIÓN DE MASAS. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_c)



Por lo tanto hay reacciones que pueden ocurrir con un Alto rendimiento cercano al 100% o un bajo rendimiento o rendimientos intermedio.

Hay reacciones que son irreversibles en determinadas condiciones, pero se pueden transformar en reversibles si se cambian estas condiciones.

Por ejemplo el ácido acético se disocia parcialmente cuando se disuelve en agua y se disocia totalmente cuando se disuelve en amoniac.

Esto se debe a la basicidad del amoniac con respecto al agua.



Equilibrio Químico

Todas las reacciones reversibles tienden a alcanzar un estado de equilibrio en el cual la velocidad de reacción en el sentido de formación de productos es igual a la velocidad de reacción en el sentido de reformación de reactantes.

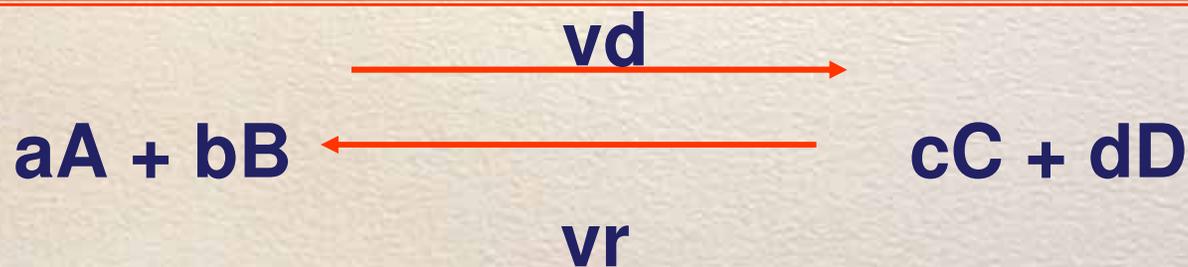


Este equilibrio se denomina **equilibrio dinámico** porque las reacciones están ocurriendo aunque no sea posible apreciar variaciones en las concentraciones de reactantes y productos.

Equilibrio Químico

Para cada reacción reversible existe un estado de equilibrio en el cual la velocidad de reacción en el sentido de formación de productos es igual a la velocidad de reacción en el sentido de formación de reactantes. Por lo tanto, en el equilibrio las cantidades de reactantes y productos permanecen constantes.

La velocidad de una reacción química es proporcional a las masas activas en las sustancias reactantes que hay en un momento dado, elevadas a los ordenes de la reacción correspondiente.



en el equilibrio $v_d = v_r$

Autor: Marta Adonis

Para que se cumpla la condición de equilibrio estas dos velocidades deberán ser iguales, por lo tanto en el punto de equilibrio

La expresión de la constante de equilibrio es una razón entre las concentraciones de los productos y los reactantes elevadas cada una de ellas al coeficiente estequiométrico correspondiente. Esta razón es lo que se conoce como ley de acción de masas. Esta ecuación muestra que la razón de concentraciones entre reactantes y productos es una constante en el estado de equilibrio. Si en el equilibrio alguna de las concentraciones cambia, las otras cambiarán hasta llegar a un nuevo estado de equilibrio que respete la razón o constante de equilibrio para esa reacción en particular

$$\text{Por lo tanto } \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = K$$

Se puede demostrar por leyes termodinámicas que K depende solo de la temperatura y de la naturaleza de los reactantes y productos.

La ley de equilibrio químico se formula en base a las propiedades termodinámicas del sistema y no a las propiedades cinéticas.

Para las reacciones que ocurren en **soluciones diluídas** las concentraciones se expresan en moles/L y la constante de equilibrio se representa por **K_c** .

Para las reacciones en **estado gaseoso**, las concentraciones se expresan en función de sus presiones parciales y las constantes de equilibrio se representan por **K_p** .

Modificación de las Concentraciones de Equilibrio

Cuando una reacción alcanza las concentraciones de equilibrio de productos y reactantes se puede calcular el valor de K.

Si en este sistema en equilibrio se modifica la temperatura, la presión o la concentración de alguna de las sustancias participantes, el equilibrio se desplaza en el sistema de manera de minimizar el cambio externo impuesto al sistema, esta es la llamada

"Ley de Le Châtelier"

y resume el comportamiento de los sistemas en equilibrio ante un cambio externo.

Las concentraciones en el equilibrio en un determinado sistema, pueden ser alteradas por varios factores:

1. Factores que afectan solo las concentraciones del equilibrio, sin modificar el valor de la constante.

2. Factores que modifican el valor de la constante y concentraciones en el equilibrio.

1. Factores que afectan sólo la concentraciones en el equilibrio, sin modificar el valor de la constante.

1.1 cambio de concentración

1.2 cambio de la presión total

1.1 Cambio de Concentración

Acción externa

Desplazamiento del equilibrio :

Adición de reactante

formación de productos

Adición de producto

formación de reactantes

Remoción de reactante

formación de reactantes

Remoción de producto

formación de productos

1.1 Efecto del cambio de concentración de reactivos o productos sobre las concentraciones en el equilibrio a temperatura constante:

Si en el equilibrio se altera la concentración o presión parcial de alguna de las especies participantes, el sistema evolucionará a una nueva posición de equilibrio y el valor de la K se mantendrá constante.

1.2 Efecto del cambio de la presión total, a temperatura constante.

**Esto se evalúa solo en sistemas gaseosos
y puede ser el resultado de:**

**1.2.1 La introducción de un gas que no participa en la
reacción, a volumen y temperatura constantes.**

**1.2.2 La introducción de un gas que participa en la
reacción, sin variar el volumen ni la temperatura.**

1.2.3 La variación en volumen del sistema.

1.2.1 La introducción de un gas que no participa en la reacción, a volumen y temperatura constantes.



si se agrega He, las concentraciones de reactantes y productos se mantendrán sin variación.

1.2.2 La introducción de un gas que participa en el equilibrio, sin variar el volumen ni la temperatura.

En este caso el sistema evolucionará a minimizar el aumento de concentración



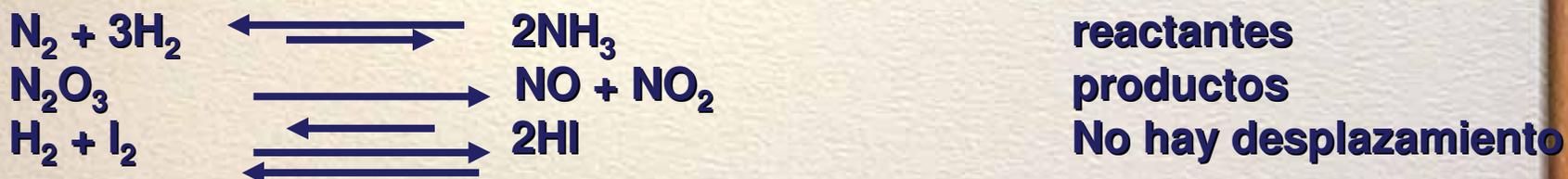
si se aumenta la presión parcial de N_2 , el sistema evolucionará hacia la formación de productos (hacia la derecha) igual que al variar la concentración de H_2 .

1.2.3 La variación en volumen del sistema.

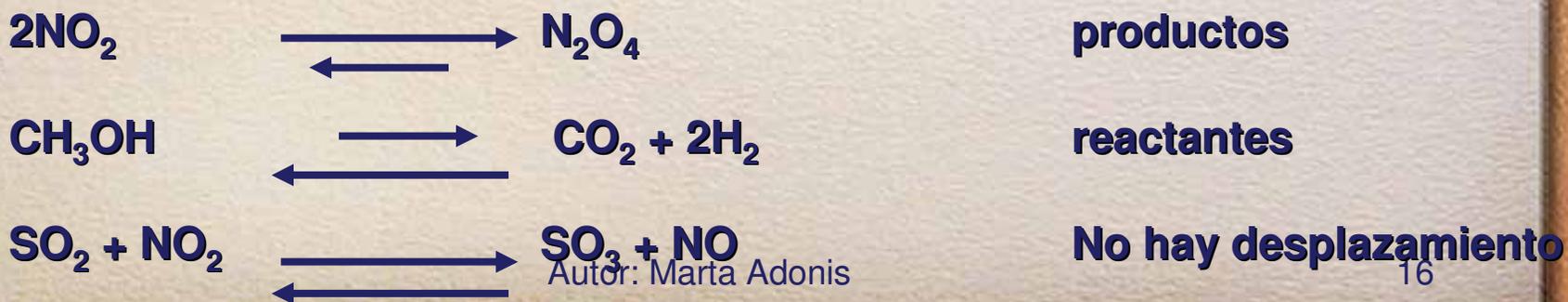
En este caso el sistema evolucionará en el sentido de disminuir o aumentar el número de moles totales, según si la presión haya aumentado o disminuido respectivamente.

DISMINUCIÓN DE PRESIÓN/AUMENTO DE VOLUMEN

Desplazamiento



AUMENTO DE PRESIÓN/DISMINUCIÓN DE VOLUMEN



Autor: Marta Adonis

2. Factores que modifican el valor de la constante de equilibrio y por lo tanto afectan las concentraciones en el equilibrio.

Efectos del cambio de temperatura

Al modificar la temperatura del sistema, se produce un cambio de la constante del equilibrio, lo que conlleva un cambio de concentraciones en el equilibrio.

Reacción endotérmica ($\Delta H > 0$)

El aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia la formación de productos y la disminución hacia la formación de reactantes.

Reacción exotérmica ($\Delta H < 0$)

El aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia la formación de reactantes y la disminución hacia la formación de productos.



Es una reacción exotérmica

-Aumento de la temperatura:

- el equilibrio se desplaza hacia la formación de reactantes.

-Disminución de la temperatura:

-el equilibrio se desplaza hacia la formación de productos.

3. Equilibrio Químico en sistemas Heterogéneos

En sistemas heterogéneos donde coexisten dos o más fases para establecer la K se debe tener en cuenta que:

"La actividad de una sustancia que esté en una fase sólida o líquida pura es constante a temperatura constante", por lo tanto se puede escribir K sin incluir las sustancias que componen estas fases.

