

Material Complementario- PRÁCTICO 11

EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción (reactivos o productos) se mantienen constantes, es decir, ya no varían con el tiempo, se dice que la reacción ha alcanzado el **equilibrio químico**.

Estado de equilibrio:

- no se observan cambios de propiedades con el tiempo.
- las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.
- las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.
- las reacciones químicas tienden al equilibrio.

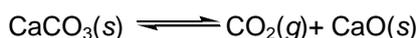
Equilibrios homogéneos:

Reacciones en que todos los productos y reactivos están en la misma fase:



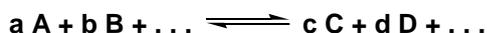
Equilibrios heterogéneos:

Si algunos reactivos o productos están en fases diferentes



CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Para la reacción:



A una temperatura T, la constante de equilibrio puede ser definida como:

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

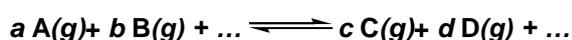
[i]= concentración (mol/L) en el equilibrio

La constante de equilibrio corresponde al equilibrio expresado para una reacción química determinada, de forma que si cambiamos la forma de expresar el equilibrio cambia el valor de la constante de equilibrio, aunque el valor resultante está relacionado con la misma.

Siempre hay que especificar la reacción para escribir Kc

¡ATENCIÓN! En la constante de equilibrio no intervienen los sólidos o líquidos puros!

Reacciones en estado gaseoso:



p_i = presión parcial de i en atm

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d \dots}{p_A^a p_B^b \dots}$$

Relación entre Kc y Kp:

Aplicando ley de gases ideales a reactivos y productos:

$$P.V = n. R. T$$

$$[i] = n_i / V = P_i / RT$$

$$p_i = [i] . R. T$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = \text{moles de productos} - \text{moles de reactivos} = (c + d) - (a + b)$$

Kc y Kp son constantes termodinámicas de equilibrio y sólo son función de la temperatura. Las constantes de equilibrio no llevan unidades (son adimensionales).

Cociente de reacción, Q



Antes de alcanzar las concentraciones de equilibrio se puede calcular el cociente de reacción, Q:

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

En el equilibrio: $Q = K_c$

Si $Q \gg K_c$

Reacciona hacia la izquierda formando reactivos hasta que $Q = K_c$

Si $Q \ll K_c$

Reacciona hacia la derecha formando productos hasta que $Q = K_c$

FACTORES QUE INFLUYEN EN EL EQUILIBRIO

Principio de Le Châtelier: Si a un sistema en equilibrio se le aplica un cambio externo, el sistema reacciona en contra del cambio hasta alcanzar una nueva situación de equilibrio

1. Concentración reactivos y productos:

Si se aumenta la concentración de los reactivos el equilibrio se desplaza hacia la derecha → hasta alcanzar la nueva situación de equilibrio.

Si se aumenta la concentración de los productos el equilibrio se desplaza hacia la izquierda ← hasta alcanzar la nueva situación de equilibrio.

2. Presión: a) Aumento de presión por disminución de volumen:

Si $\Delta n < 0$ el equilibrio se desplaza hacia la derecha →.

Si $\Delta n > 0$ el equilibrio se desplaza hacia la izquierda ←.

Si $\Delta n = 0$ no influye

b) Por adición de un gas inerte: K_c , K_p no varían, sólo dependen de la temperatura

3. Temperatura: $K_c = f(T)$ $K_p = f(T)$

Si la reacción es endotérmica: aumento de T → aumenta K_c

Si la reacción es exotérmica: aumento de T → disminuye K_c

4. Catalizadores: No modifican el equilibrio, modifican las reacciones directa e inversa

Por favor no imprima si no es necesario. Cuidar el medioambiente es responsabilidad de TODOS