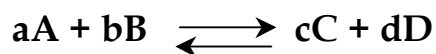


4. Equilibrio químico

Es el estado al que se llega al final de cualquier sistema químico. La expresión matemática que representa al Equilibrio Químico, se conoce como Ley de Acción de Masas y se enuncia como: La relación del producto de las actividades (actividad igual a concentración en soluciones diluídas) elevadas los coeficientes estequiométricos en la reacción de productos y reactivos permanece constante al equilibrio. Para cualquier reacción:



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

K = cte. de cada reacción en el equilibrio

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

Q= valor que disminuye durante la reacción hasta que permanece constante al equilibrio, relación antes del equilibrio.

Las letras entre paréntesis rectangular indican concentración molar de reactivo o producto y los exponentes son los coeficientes estequiométricos respectivos en la reacción. De acuerdo con estas expresiones matemáticas:

Si $K \lll 1$, entonces la reacción es muy reversible y se dice que se encuentra desplazada a la izquierda.

Si $K = 1$, es una reacción en la que se obtiene 50% de reactivos y 50% de productos.

Si $K \ggg 1$, la reacción tiene un rendimiento alto y se dice que esta desplazada a la derecha.

Si se utiliza Q se sabe que:

Si $Q < K$: la reacción se lleva a cabo hacia los productos (derecha), y Q va a aumentar hasta llegar a K, donde se vuelve constante.

Si $Q > K$: la relación entre productos y reactivos es muy grande, entonces los productos se convierten en reactivos y la reacción se lleva a cabo en sentido contrario (izquierda, pero en menor cantidad).

Si $Q = K$: el sistema se encuentra en equilibrio.

El equilibrio químico se rige por el principio de LeChatelier:

Principio de Le Chatelier:

Un sistema, sometido a un cambio, se ajusta el sistema de tal manera que se cancela parcialmente el cambio.

Factores que influyen en la reacción:

Concentración

Presión

Temperatura

Concentración:

- A mayor concentración en los productos el equilibrio tiende a desplazarse hacia los reactivos para compensar la reacción (el equilibrio se va hacia la izquierda).
- A mayor concentración en los reactivos, el equilibrio tiende a desplazarse hacia los productos (el equilibrio se va hacia la derecha).

Presión:

- Es importante hacer notar, que la presión sólo afecta a aquellos productos o reactivos que se encuentran en fase gaseosa.
- A mayor presión, el equilibrio tenderá a irse a donde hay menor número de moles. De acuerdo con la ley general del estado gaseoso

$PV=RnT$ que implica que a mayor número de moles, mayor presión.

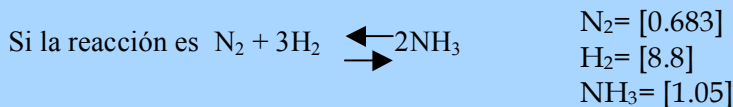
Temperatura:

En la temperatura se debe de considerar su entalpía (H°):

- I. Si H es positiva, la reacción es endotérmica.
- II. Si H es negativa, la reacción es exotérmica

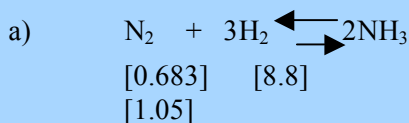
- A mayor presión, el equilibrio tenderá a irse a donde hay menor número de moles. De acuerdo con la ley general del estado gaseoso.
- Si una reacción es endotérmica, al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la derecha (mayor formación de productos).
- Si una reacción es exotérmica, al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (mayor formación de reactivos)

Ejemplo resuelto:



Las concentraciones en el equilibrio son 0.683M (N_2) y 1.05M (NH_3). Si se añade a esta reacción NH_3 , suficiente para que la concentración sea 3.65M:

- a) Predice el sentido de la reacción para que alcanzar un nuevo equilibrio
- b) Calcula la concentración de todas las especies en el nuevo equilibrio
- c) Calcula el rendimiento en el nuevo equilibrio. (Considera las concentraciones iniciales de nitrógeno y de amoníaco).



Si se aumenta la concentración de NH_3 (producto) entonces la reacción tiende a desplazarse hacia la izquierda (formándose reactivo), para compensar el aumento de la concentración de los productos.



Inicial	[0.683]	[8.8]	[3.65]
Reacciona	X	3X	2X
Final/ Equilibrio	(0.683-X)	(8.8-3X)	(3.65+2X)

Resolviendo la ecuación, obtenemos un solo valor posible al eliminar aquellos valores que se pueden considerar absurdos (se hacen imaginarios o son mayores a la concentración inicial). Si los valores de X son: $X_1 = -0.752$ y $X_2 = 13.37$, se considera como posible solo -0.752

Por lo tanto las concentraciones son:
 $[N_2] = 0.683 + 0.7525 = 1.4355M$
 $[H_2] = 8.8 - 3(-0.7525) = 11.0575M$
 $[NH_3] = 3.65 + 2(-0.7525) = 2.145M$

c) Rendimiento:

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ Considerando 1L: 1mol =1M

Teórico: 2 mol NH_3 ----- 1 mol N_2
 3.65 mol NH_3 ----- X X = 1.825mol de N_2
 Real: 1.4355M = 1.4355mol N_2

Rendimiento = $\frac{\text{Real}}{\text{Teórico}} \times 100 = \frac{1.435\text{mol}}{1.825\text{mol}} \times 100 = 78.6\%$

d) Se observa que tanto las concentraciones de N_2 y H_2 aumentaron al añadir amoníaco, lo que nos indica que la reacción se desplazó a la izquierda cumpliendo con el principio de Le Chatelier.

Ejercicios:

24.- La constante de equilibrio K para la formación del cloruro de nitrosilo $2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(g)}$ es de $K = 6.5 \cdot 10^4$ a $35^\circ C$. En un experimento se mezclan $2 \cdot 10^{-2}$ moles de óxido nitroso (NO), $8.3 \cdot 10^{-2}$ moles de cloro y 6.8 moles de NOCl en un matraz de 2 litros ¿en qué dirección se desplaza el sistema para alcanzar el equilibrio? y calcule la concentración de todas las especies químicas en el equilibrio.

[NOCl] eq = 3.35 M
[NO] eq = 0.052 M
[Cl₂] eq = 0.062 M

25.-Supongamos que las concentraciones iniciales de una solución son las siguientes: $H_2 = 0.00623M$, $I_2 = 0.004141M$, $HI = 0.00240M$ y $K = 54.3$
 Calcule las concentraciones al equilibrio de todas las especies químicas en solución.

[H₂] = 0.0027M
[I₂] = 0.000641M
[HI] = 0.0094 M

26.-La constante K para la reacción es $2.37 \cdot 10^{-3}$, a una temperatura de 700°C . En un experimento determinado, las concentraciones al equilibrio son las siguientes:

$[\text{N}_2]=0.683\text{M}$, $[\text{H}_2]=8.8\text{M}$ y $[\text{NH}_3]=1.05\text{M}$

Suponga que se añade NH_3 a la mezcla, de manera que su concentración se incrementa hasta 3.65M .

- Prediga el cambio en la dirección de la reacción para alcanzar un nuevo equilibrio.
- Calcular las concentraciones de todas las especies químicas al final de la reacción.
- Confirme la predicción de la reacción calculando Q, y comparándolo con K.
- Calcula el rendimiento de la reacción en el sentido en el que se lleva a cabo

Nota: Este problema esta resuelto anteriormente. Sugiero que se resuelva sin consultarlo a manera de ejercicio

Al aumentar la cantidad del producto dela reacción, la flecha se desplazara hasta la izquierda, ya que tenemos una mayor cantidad de producto, que se disocia regresando a los reactivos.

Concentraciones al nuevo equilibrio:

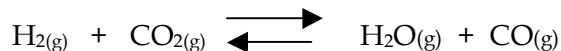
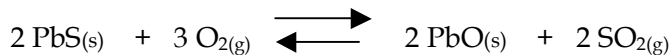
$[\text{N}_2]=1.433\text{M}$

$[\text{H}_2]=11.05\text{M}$

$[\text{NH}_3]=2.15\text{M}$

Se puede observar que Q es mayor que K, por lo tanto se comprueba la suposición.

27.-Considere las siguientes reacciones en equilibrio:



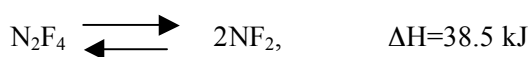
Prediga la dirección de la reacción al aumentar la presión, a temperatura constante

Reacción 1.- Derecha

Reacción 2.- Izquierda

Reacción 3.- Igual

28.-Considere la siguiente reacción:



Prediga los cambios en el equilibrio si:

- Se calienta la mezcla. A Volumen constante.
 - El gas difluoruro de Nitrógeno se remueve de la mezcla de reacción, a temperatura y volumen constantes.
 - Se disminuye la presión de la mezcla, a temperatura constante
 - Se agrega helio a la reacción, a temperatura, volumen y presión constantes.
- Derecha*
 - Derecha*
 - Derecha*
 - No influye, ya que el Helio no es reactivo.*

• **Reacciones utilizadas en Química Analítica:** Los tipos de reacciones utilizadas en química analítica son: Neutralización. Precipitación, Redox y Complejos.