

CAPITULO 10

Equilibrio químico. Sistemas gaseosos

10.1. EQUILIBRIO QUIMICO

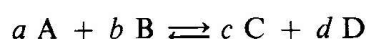
Teóricamente, las reacciones químicas son **reversibles**, es decir, parte de los productos de la reacción se combinan para dar lugar a los reactivos. Generalmente, los reactivos no se consumen por completo, sino que se obtiene una mezcla donde coexisten reactivos y productos. Cuando dejan de producirse modificaciones en un sistema químico, se dice que se ha alcanzado el **estado de equilibrio**.

A **nivel microscópico**, el equilibrio químico es *dinámico*, en el sentido de que tanto los reactivos como los productos se forman con la misma velocidad a la que se consumen.

A **nivel macroscópico**, se caracteriza porque, *a una temperatura determinada, las concentraciones de las distintas sustancias no varían con el tiempo*.

10.2. LEY DE ACCION DE MASAS

Sea un proceso químico representado por la ecuación



Una vez alcanzado el equilibrio, se comprueba *experimentalmente* que, a una temperatura determinada, existe una relación constante entre las concentraciones de los productos, [C] y [D], y las de los reactivos, [A] y [B]. Esta relación puede expresarse de la forma

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

En el numerador figura el producto de las concentraciones de cada producto elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, y en el denominador, el producto de las concentraciones de cada reactivo elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos. La ecuación anterior es la expresión matemática de la **ley de acción de masas (LAM)**.

EJEMPLO 1: La expresión de K_c para la reacción $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$ es

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

EJEMPLO 2: La expresión de K_c para la reacción $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ es

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Es frecuente expresar la constante de equilibrio sin unidades debido a que son distintas en cada proceso. Si el valor de la constante es grande, el equilibrio estará desplazado a la derecha, y, si es muy pequeño, hacia la izquierda.

10.3. CONSTANTE DE EQUILIBRIO

El cociente K_c se denomina **constante del equilibrio**.

El valor de la constante de equilibrio, K_c , es característico de cada equilibrio y sólo cambia con la temperatura.

Dicho valor es independiente de las cantidades iniciales de reactivos y productos.

Las concentraciones que intervienen en la constante de equilibrio se expresan en mol/l, es decir, son concentraciones molares.

Si intervienen sustancias gaseosas, la constante de equilibrio se puede expresar en función de las presiones parciales. Se representa por K_p .

EJEMPLO: La constante de equilibrio referida a presiones parciales de la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ es

$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}$$

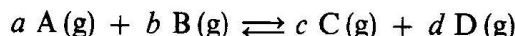
La relación entre K_p y K_c se deduce a partir de la ecuación de estado de los gases ideales.

La presión parcial, p_i , de n_i moles de un gas i , en una mezcla de gases que ocupan un volumen V a una temperatura T , viene dada por

$$p_i = \frac{n_i RT}{V}$$

donde la constante de los gases $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{l)/(K} \cdot \text{mol)}$.

Por tanto, la constante K_p para un equilibrio dado:



viene dada por la expresión:

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

Sustituyendo las presiones parciales:

$$K_p = \frac{\left(\frac{n_c}{V} RT\right)^c \left(\frac{n_D}{V} RT\right)^d}{\left(\frac{n_A}{V} RT\right)^a \left(\frac{n_B}{V} RT\right)^b}$$

como $n_i/V =$ concentración del gas:

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

O bien:

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

donde $\Delta n =$ variación del número de moles gaseosos en la reacción.

La constante de equilibrio se puede expresar también en función de las fracciones molares, χ_i , de las sustancias presentes en el equilibrio. En ese caso, la expresión de la constante K_x es

$$K_x = \frac{\chi_C^c \chi_D^d}{\chi_A^a \chi_B^b}$$

10.4. EQUILIBRIOS HOMOGENEOS EN SISTEMAS GASEOSOS

En este tipo de equilibrios, tanto los reactivos como los productos de la reacción son todos gases.

En la constante de equilibrio intervienen las concentraciones de todas las sustancias presentes en el equilibrio. Para el equilibrio $a A(g) + b B(g) \rightleftharpoons c C(g) + d D(g)$, las expresiones de K_c y K_p son

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} ; K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

10.5. EQUILIBRIOS HETEROGENEOS

Son aquellos en los que coexisten varias fases. Las concentraciones de un líquido o sólido puros se pueden considerar constantes* y, por tanto, no intervienen en la expresión de las constantes de equilibrio.

EJEMPLO: La expresión de la constante de equilibrio, K'_c , para la reacción $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$ es

$$K'_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

* Están relacionadas con la densidad del sólido o líquido puro, y, a una temperatura constante, la densidad es constante.

Pero $[\text{CaO}]$ y $[\text{CaCO}_3]$, a una temperatura determinada, son constantes y se pueden incluir en K_c . Por tanto:

$$\frac{K_c'[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]} = \text{constante} = K_c ; K_c = [\text{CO}_2]$$

Análogamente:

$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

10.6. FACTORES QUE INFLUYEN EN EL EQUILIBRIO. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Si se modifican las condiciones de un sistema en equilibrio, éste se adapta a las nuevas condiciones alcanzándose un nuevo estado de equilibrio; a este cambio se le denomina desplazamiento de la posición de equilibrio.

El **principio de Le Chatelier** dice: *si, en un sistema en equilibrio, se varia algún factor que afecte al equilibrio, éste evolucionará en el sentido en que tienda a contrarrestar dicha variación.*

10.6.1. Variación de temperatura

Una variación de la temperatura modificará siempre el valor de la constante de equilibrio de un sistema. Si la reacción directa es exotérmica, un aumento de la temperatura producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda, es decir, en el sentido en el que el sistema absorbe calor del exterior para contrarrestar el factor externo. Por tanto, tendrá lugar una disminución de la constante de equilibrio.

Si, por el contrario, la reacción directa es endotérmica y se aumenta la temperatura del sistema, se producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha dando lugar a un aumento de la constante de equilibrio.

Una disminución de la temperatura producirá efectos contrarios a los descritos.

10.6.2. Variación de concentración

La variación de la concentración de cualquiera de las sustancias que intervienen en un equilibrio, sin variar la temperatura, no modifica el valor de la constante, pero hace variar las concentraciones de las otras sustancias presentes en el equilibrio.

Si en una reacción, $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$, cuya constante viene dada por

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

aumentamos alguna de las concentraciones que aparecen en el numerador, el sistema evoluciona hacia la izquierda, de forma que aumentan las concentraciones que aparecen en el denominador y

vuelve a restablecerse el valor de K_c . Si aumentamos las concentraciones que aparecen en el denominador, tendrá lugar una evolución en sentido contrario.

En resumen, al variar la concentración de alguna de las sustancias presentes en el equilibrio, el sistema evoluciona siempre en el sentido en que se restablezca el valor de la constante de equilibrio.

10.6.3. Variación de la presión

El efecto de una variación en la presión del sistema por cambio del volumen del recipiente, sin modificar la temperatura, se aprecia en las reacciones reversibles donde interviene alguna sustancia gaseosa.

Una variación en la presión total no modifica el valor de la constante de equilibrio, aunque puede modificar las concentraciones de las sustancias presentes en él.

Un aumento de presión, producido mediante una disminución de volumen (por ejemplo, transvasando las sustancias de un recipiente a otro), favorece un desplazamiento del equilibrio en el sentido que disminuye el número de moles gaseosos presentes en el equilibrio y, por tanto, tiende a restablecerse la presión inicial.

Por el contrario, una disminución de la presión produce un desplazamiento de la reacción en el sentido de aumentar el número de moles gaseosos presentes en el equilibrio, de forma que favorece un aumento de la presión.

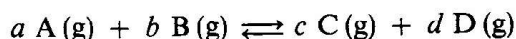
Si no hay variación de volumen en una reacción, no influye la variación de presión.

10.7. CATALIZADORES

Los catalizadores no modifican la constante de equilibrio; únicamente favorecen que se alcance el equilibrio con mayor o menor rapidez, pero no afectan a las concentraciones de las sustancias presentes en el mismo (véase Capítulo 9).

10.8. RELACION ENTRE ΔG° Y LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Mediante consideraciones termodinámicas se establece que, en un proceso químico en el que intervienen gases ideales como



la variación de energía libre, ΔG , viene dada por la expresión

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

donde ΔG° es la variación de energía libre en condiciones normales, es decir, cuando los reactivos y productos están a la presión de 1 atm y a la misma temperatura.

En la expresión anterior, si consideramos la situación particular de las presiones parciales correspondientes al equilibrio, tendremos que $\Delta G = 0$ y, por tanto:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

Pasando a logaritmos decimales:

$$\Delta G^\circ = -RT \cdot 2,303 \log K_p$$

Esta expresión permite el cálculo de ΔG° a partir de K_p , lo que puede utilizarse para calcular la variación de energía libre normal, ΔG_f° , de muchas especies químicas.

- Cuando ΔG° se mide en julios y T en grados kelvin, $R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$.
- Cuando ΔG° se mide en calorías y T en grados kelvin, $R = 1,98 \text{ cal}/(\text{mol} \cdot \text{K})$.

10.9. VARIACION DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO CON LA TEMPERATURA

Para hallar la relación entre las constantes de equilibrio a dos temperaturas, T_1 y T_2 , siendo $T_2 > T_1$, utilizamos la ecuación de Gibbs-Van't Hoff:

$$\log \frac{(K_p)_1}{(K_p)_2} = -\frac{\Delta H^\circ}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

donde ΔH° es el calor normal de reacción, es decir, cuando todos los componentes están a una presión constante de 1 atm. Esta magnitud apenas varía con la temperatura. T_1 y T_2 son las temperaturas expresadas en grados kelvin.

En reacciones donde interese expresar la constante K_c :

$$\log \frac{(K_c)_1}{(K_c)_2} = -\frac{\Delta U}{2,303 R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

donde ΔU es el calor de reacción a volumen constante. Esta magnitud tampoco suele variar con la temperatura.

- Si R se expresa en $\text{J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$, ΔH° e ΔU se expresa n en J/mol .
- Si R se expresa en $\text{cal}/(\text{mol} \cdot \text{K})$, ΔH° se expresa n en cal/mol .

PROBLEMAS RESUELTOS

10.1. Escribir la expresión de la constante de equilibrio referida a concentraciones y presiones parciales para las siguientes reacciones:

- a) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$; b) $\text{CaCO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$;
 c) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Solución: Teniendo en cuenta el estado físico de reactivos y productos:

- a) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$; $K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$
 b) $K_c = [\text{CO}_2]$; $K_p = p_{\text{CO}_2}$
 c) $K_c = [\text{NH}_3]^2[\text{CO}_2]$; $K_p = p_{\text{NH}_3}^2 p_{\text{CO}_2}$

10.2. Expresar las constantes de equilibrio, K_c , K_p y K_x , para la siguientes reacciones:

- a) $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$; b) $2 \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$;
 c) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$; d) $3 \text{Fe}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$.

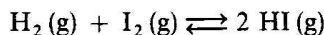
Solución: En la constante de equilibrio no aparecerán las concentraciones de las sustancias sólidas y líquidas.

- a) $K_c = \frac{[\text{I}_2][\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2}$; $K_p = \frac{p_{\text{I}_2} p_{\text{H}_2}}{p_{\text{HI}}^2}$; $K_x = \frac{\chi_{\text{I}_2} \chi_{\text{H}_2}}{\chi_{\text{HI}}^2}$
 b) $K_c = \frac{[\text{CO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{CO}_2]^2}$; $K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2 p_{\text{O}_2}}{p_{\text{CO}_2}^2}$; $K_x = \frac{\chi_{\text{CO}}^2 \chi_{\text{O}_2}}{\chi_{\text{CO}_2}^2}$
 c) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$; $K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}$; $K_x = \frac{\chi_{\text{NH}_3}^2}{\chi_{\text{N}_2} \chi_{\text{H}_2}^3}$
 d) $K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$; $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^4}{p_{\text{H}_2\text{O}}^4}$; $K_x = \frac{\chi_{\text{H}_2}^4}{\chi_{\text{H}_2\text{O}}^4}$

10.3. A 400 °C, una mezcla gaseosa de hidrógeno, yodo, y yoduro de hidrógeno en equilibrio contiene 0,0031 moles de H_2 , 0,0031 moles de I_2 , y 0,0239 moles de HI por litro. Calcular:
 a) El valor de la constante K_c ; b) La presión total de la mezcla y las presiones parciales de cada uno de los componentes; c) El valor de la constante K_p .

Solución:

a) La ecuación química que representa el equilibrio es



cuya constante viene dada por:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} ; K_c = \frac{(0,0239 \text{ mol/l})^2}{0,0031 \text{ mol/l} \cdot 0,0031 \text{ mol/l}} = 59,4$$

b) Suponiendo la mezcla ideal, aplicamos la ecuación de los gases ideales $PV = nRT$, de donde:

$$P = \frac{n_T RT}{V} ; P = \frac{(0,0031 + 0,0031 + 0,0239) \cdot 0,082 \cdot 673}{1} = 1,661 \text{ atm}$$

Esta será la presión total.

Para calcular las presiones parciales utilizaremos la ley de Dalton de las presiones parciales:

$p_i = \chi_i P$. Previamente, hay que calcular las fracciones molares:

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{0,0031}{0,0301} ; \chi_{\text{I}_2} = \frac{0,0031}{0,0301} ; \chi_{\text{HI}} = \frac{0,0239}{0,0301}$$

$$p_{\text{H}_2} = \chi_{\text{H}_2} P = \frac{0,0031}{0,0301} \cdot 1,661 = 0,1711 \text{ atm}$$

$$p_{\text{I}_2} = \chi_{\text{I}_2} P = \frac{0,0031}{0,0301} \cdot 1,661 = 0,1711 \text{ atm}$$

$$p_{\text{HI}} = \chi_{\text{HI}} P = \frac{0,0239}{0,0301} \cdot 1,661 = 1,3190 \text{ atm}$$

Obsérvese que la suma de las presiones parciales es igual a la presión total, y también que las presiones parciales de I_2 e H_2 son iguales, debido a que hay el mismo número de moles de cada uno de ellos en la mezcla.

c) Sustituyendo los valores de las presiones parciales en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{HI}}^2}{p_{\text{H}_2} p_{\text{I}_2}} = \frac{(1,3190 \text{ atm})^2}{0,1711 \text{ atm} \cdot 0,1711 \text{ atm}} = 59,4$$

Nótese que la variación del número total de moles gaseosos, en esta reacción, es $\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$. Por tanto, utilizando la relación entre K_p y K_c :

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad ; \quad K_p = K_c(RT)^0 = K_c \cdot 1 = K_c$$

habríamos obtenido más sencillamente el valor de $K_p = 59,4$.

10.4. La constante K_p a 298 K para el equilibrio



vale 0,11. Calcular K_c a dicha temperatura.

Solución: La relación entre K_p y K_c viene dada por la expresión

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

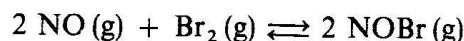
donde Δn = número de moléculas gaseosas de productos – número de moléculas gaseosas de reactivos, ambos indicados por la ecuación estequiométrica.

En este caso, $\Delta n = (1 + 1) - 0 = 2$.

Por tanto:

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,11}{(0,082 \cdot 298)^2} = 1,84 \cdot 10^{-4}$$

10.5. Dado el equilibrio



se observa que, a una temperatura determinada, añadiendo inicialmente 0,6 mol/l de NO y Br_2 , la concentración de NOBr en el equilibrio es 0,18 mol/l. Hallar el valor de K_c a esa temperatura.

Solución: Según la estequiometría de la reacción, si se han formado 0,18 mol/l de NOBr, habrán desaparecido 0,18 mol/l de NO y la mitad, 0,18/2 mol/l, de Br₂. Escribiremos las concentraciones iniciales y en el equilibrio:

	NO	Br ₂	NOBr
• Concentraciones iniciales en mol/l:	0,6	0,6	0
• Concentraciones en el equilibrio en mol/l:	(0,6 - 0,18)	$\left(0,6 - \frac{0,18}{2}\right)$	0,18

Sustituyendo en la expresión de $K_c = \frac{[\text{NOBr}]^2}{[\text{NO}]^2[\text{Br}_2]}$ obtenemos

$$K_c = \frac{0,18^2}{(0,42)^2 \cdot 0,51} = 0,36$$

10.6. Al calentar el pentacloruro de antimonio, se disocia en tricloruro de antimonio y cloro. A 182 °C y 1 atm, se disocia en un 29,2%. a) Calcular K_p y K_c para la disociación de dicho compuesto a esta temperatura. b) Averiguar la presión a la que se disociará en un 60%.

Solución:

a) El grado de disociación, α , es $\frac{29,2}{100} = 0,292$.

Del equilibrio de disociación, obtenemos las concentraciones en el equilibrio:

	SbCl ₅ (g)	SbCl ₃ (g)	Cl ₂ (g)
• Moles iniciales:	n	0	0
• Moles en el equilibrio:	$n(1 - \alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$

Calculamos las presiones parciales. Siendo P la presión total:

$$p_{\text{SbCl}_5} = \chi_{\text{SbCl}_5} P = \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 - \alpha) + n\alpha + n\alpha} \cdot 1 = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = \frac{1 - 0,292}{1 + 0,292} = 0,548 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SbCl}_3} = \chi_{\text{SbCl}_3} P = \frac{n\alpha}{n(1 - \alpha) + n\alpha + n\alpha} \cdot 1 = \frac{\alpha}{1 + \alpha} = \frac{0,292}{1,292} = 0,226 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} P = \frac{n\alpha}{n(1 - \alpha) + n\alpha + n\alpha} \cdot 1 = \frac{\alpha}{1 + \alpha} = \frac{0,292}{1,292} = 0,226 \text{ atm}$$

Sustituyendo estos valores en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{SbCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{SbCl}_5}} = \frac{0,226 \cdot 0,226}{0,548} = 0,0932$$

De la relación entre K_p y K_c , y dado que $\Delta n = (1 + 1) - 1 = 1$:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad ; \quad K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \quad ; \quad K_c = \frac{0,0932}{(0,082 \cdot 455)^1} = 2,4 \cdot 10^{-3}$$

- b) En este caso, $\alpha = 0,6$, lo que hará variar P . Sin embargo, no cambiará K_p , ya que sólo depende de la temperatura.

Las nuevas presiones parciales se calculan como en a):

$$P_{\text{SbCl}_5} = \chi_{\text{SbCl}_5} P = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P = \frac{1 - 0,6}{1 + 0,6} P = 0,250P \text{ atm}$$

$$P_{\text{SbCl}_3} = \chi_{\text{SbCl}_3} P = \frac{\alpha}{1 + \alpha} P = \frac{0,6}{1 + 0,6} P = 0,375P \text{ atm}$$

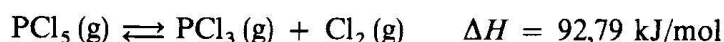
$$P_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} P = \frac{\alpha}{1 + \alpha} P = \frac{0,6}{1 + 0,6} P = 0,375P \text{ atm}$$

Sustituyendo estos valores en $K_p = 0,13$:

$$0,0932 = \frac{(0,375P)(0,375P)}{0,250P} ; \text{ de donde: } P = 0,165 \text{ atm}$$

El resultado parece correcto según el principio de Le Chatelier. Al disminuir la presión, el sistema evoluciona en el sentido que la aumenta, es decir, hacia la derecha. Por tanto, aumenta el grado de disociación.

- 10.7. Explicar razonadamente qué efectos producirá sobre el equilibrio:

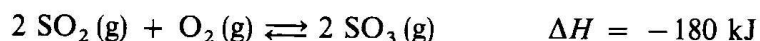
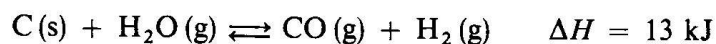


- a) Un aumento de temperatura. b) Una disminución de la presión. c) Un aumento de la concentración de $\text{PCl}_5(\text{g})$. d) Un aumento en la concentración de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

Solución:

- a) Un valor positivo de ΔH indica que la reacción es endotérmica en el sentido propuesto, reacción directa. Por tanto, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio en el sentido en el cual absorbe calor, es decir, hacia la derecha.
- b) Al disminuir la presión, el equilibrio se desplazará en el sentido de aumentar la presión y eso lo puede hacer aumentando el número de moles gaseosos en la mezcla, disociándose PCl_5 . Por tanto, el efecto será un desplazamiento del equilibrio a la derecha.
- c) El sistema tenderá a hacer disminuir la concentración de PCl_5 , disociando más cantidad del mismo. Por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.
- d) El sistema responderá eliminando Cl_2 mediante su reacción con PCl_3 . Por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

- 10.8. Explicar razonadamente, cómo afectará a los siguientes equilibrios:



- a) Un aumento de presión. b) Un aumento de temperatura.