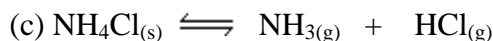
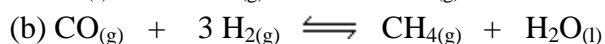
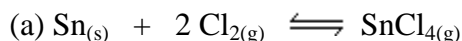


Problemas para Resolver

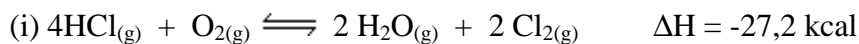
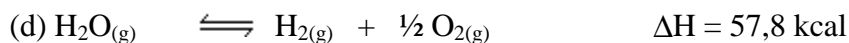
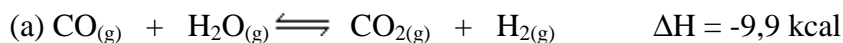
2.1. Escribir las expresiones de equilibrio en función de las concentraciones y presiones para las siguientes reacciones:



2.2. Escribir la ecuación de un sistema en equilibrio cuya constante de equilibrio K_c se expresa de la siguiente forma:

$$(a) K_c = \frac{[\text{H}_2]^2 [\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2} \quad (b) K_c = \frac{[\text{Br}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{BrCl}]^2} \quad (c) K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}$$

2.3. Predecir el efecto sobre las siguientes reacciones de equilibrio de: (a) aumento de la temperatura, (b) aumento de la presión:



2.4. Para el equilibrio: $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$ $\Delta H < 0$. Supuesto un comportamiento de gas ideal, escriba las expresiones para K_p y K_c . Además interprete que efecto ejercerá en el desplazamiento del equilibrio: (a) un aumento de las concentraciones de SO_2 ó SO_3 ; (b) un aumento de la temperatura; (c) adición de un catalizador.

- 2.5.** Conocido el valor de K_c para el equilibrio siguiente: $3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$, calcule a la misma temperatura:
- (a) K_c para el equilibrio : $\frac{1}{2} \text{N}_{2(g)} + \frac{3}{2} \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)}$;
- (b) K_c para el equilibrio: $2 \text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)}$
- 2.6.** En un recipiente de 0,759 L a 500 K existen en equilibrio 0,190 moles de NO_2 , 0,0265 moles de NO y 0,606 moles de O_2 . Calcular la constante de equilibrio K_c para la reacción: (a) $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$;
- (b) $\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$
- 2.7.** Considere la reacción : $2 \text{A}_{(g)} + 2 \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(g)} + 2 \text{D}_{(g)}$. A una cierta temperatura las concentraciones de equilibrio son : $[\text{A}] = 0,50 \text{ M}$, $[\text{B}] = 0,40 \text{ M}$, $[\text{C}] = 2,0 \text{ M}$ y $[\text{D}] = 0,60 \text{ M}$. Calcular K_c .
- 2.8.** Se estudió la reacción de equilibrio: $2 \text{NOCl}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ a una temperatura de 462°C y a un volumen constante de 1,00 L. Se introdujo inicialmente 2,00 moles de NOCl en el recipiente y cuando se estableció el equilibrio, se encontró 0,66 moles de NO . Calcule la constante K_c a partir de estos datos.
- 2.9.** En un recipiente de reacción con capacidad de 1 L en el que se alcanza el siguiente equilibrio : $\text{SO}_{2(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)} + \text{NO}_{(g)}$, se encontró 0,40 moles de SO_3 , 0,30 moles de NO ; 0,15 moles de NO_2 y 0,20 moles de SO_2 . Calcule la constante de equilibrio para la reacción.
- 2.10.** Una disolución saturada de yodo en agua contiene 0,33 g de I_2 por litro. Puede disolverse más yodo en una solución de KI debido al equilibrio siguiente:
- $$\text{I}_2 + \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_3^-$$
- Una disolución 0,10 F de KI (0,10 M en I^-) disuelve realmente 12,5 g de yodo por litro, cuya mayor parte está como I_3^- . Suponiendo que la concentración de I_2 es la misma en todas las soluciones saturadas, calcular la constante de equilibrio para la ecuación anterior. ¿Cuál es el efecto de la adición de agua a una disolución saturada de I_2 en solución de KI ?
- 2.11.** La constante de equilibrio K_c a 800°C para la reacción $2 \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$, vale 0,016, ¿cuál será la concentración de HI a dicha temperatura si las concentraciones de H_2 e I_2 son 0,10 mol/L en el equilibrio?
- 2.12.** Una mezcla de gases en equilibrio a 300 K y a una presión total de 1 atm contiene 56,2 % en moles de NOBr , 12,4 % en moles de NO y 31,4 % en moles de Br_2 . Calcular las constantes de equilibrio K_p y K_c sabiendo que el equilibrio que tiene

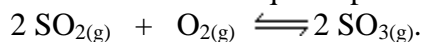
lugar es: $2\text{NOBr}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)}$.

2.13. Considere el equilibrio: $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$. Escriba la expresión de equilibrio y calcule K_c si a 300 K las concentraciones son: $[\text{H}_2] = 0,40\text{ M}$; $[\text{I}_2] = 0,45\text{ M}$; $[\text{HI}] = 0,30\text{ M}$.

2.14. Dado el equilibrio : $2\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(g)} + 3\text{D}_{(g)}$ y las concentraciones $[\text{A}] = 2,0\text{ M}$, $[\text{B}] = 0,50\text{ M}$, $[\text{C}] = 0,25\text{ M}$, $[\text{D}] = 1,5\text{ M}$, calcule el valor de la constante de equilibrio.

2.15. Se analizó el sistema en equilibrio : $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$ y se encontró que contenía las siguientes concentraciones: $[\text{SO}_2] = 0,40\text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0,13\text{ M}$, $[\text{SO}_3] = 0,70\text{ M}$. Calcular la constante de equilibrio para este sistema.

2.16. En un recipiente de 5 L se introduce 1 mol de SO_2 y otro de O_2 . Posteriormente se calienta a 1.000 K con lo que se produce la reacción siguiente:

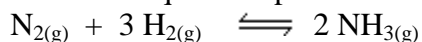


Una vez alcanzado el equilibrio se encuentra que hay 0,15 moles de SO_2 , calcule la cantidad de SO_3 que se ha formado y la constante de equilibrio K_c .

2.17. En una vasija de 10 L mantenida a 270°C y previamente evacuada, se introducen 2,5 moles de PCl_5 y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza a elevarse debido a la disociación del PCl_5 en PCl_3 y Cl_2 , hasta que se estabiliza a 15,68 atm. Sabiendo que la reacción es exotérmica, calcula:

- el valor de la constante K_c de dicha reacción a la temperatura señalada;
- el número de moles de todas las especies en el equilibrio;
- señala, aplicando el principio de Le Chatelier, la influencia de la temperatura y la presión sobre el equilibrio.

2.18. La constante de equilibrio para la formación de NH_3 por la reacción :



es 2,0 a una cierta temperatura. Si la concentración de equilibrio de N_2 en la mezcla es 0,50 M y la de H_2 es 2,0 M, determine la concentración de amoníaco.

2.19. A 2.000 K una mezcla de H_2 , S_2 y H_2S alcanza rápidamente un estado de equilibrio, representado por la ecuación: $2\text{H}_2\text{S}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{2(g)}$. Un análisis de la mezcla de equilibrio establece que hay 2,00 moles de H_2S , 1,00 moles de H_2 y 0,130 moles de S_2 en una vasija de 2,00 L. Calcular la constante K_c .

2.20. Se introduce 1,00 moles de Br_2 gaseoso en un recipiente de 1 litro a 1.483°C . Se encuentra que en estas condiciones se disocia en 1 %. Determine la constante de equilibrio.

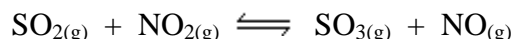
- 2.21.** La constante de equilibrio para la disociación del I_2 a elevadas temperaturas es 4×10^{-3} . La reacción es $I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 I_{(g)}$. Si la concentración de equilibrio de yodo atómico es 4×10^{-2} M, determine la concentración de yodo molecular.
- 2.22.** La constante de equilibrio para la formación de CO_2 mediante la reacción :
- $$CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{2(g)}$$
- es 1×10^4 . Si en el equilibrio la concentración de CO_2 es 3,0 M y la concentración de O_2 es 9,0 M, calcule la concentración de CO.
- 2.23.** La constante de equilibrio para la reacción: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$ es 0,50 a una cierta temperatura. Si 2,0 moles de N_2 y 4,0 moles de H_2 se encuentran en equilibrio con amoníaco en un recipiente de 2,0 L a esta temperatura, calcular:
- la concentración de NH_3 en el equilibrio;
 - la fracción del nitrógeno total que permanece sin reaccionar en el sistema.
- 2.24.** Una muestra de 0,800 moles de $POCl_3$ se introduce en un recipiente de 0,500 L a una cierta temperatura. Cuando se alcanza el equilibrio para la reacción de disociación: $POCl_{3(g)} \rightleftharpoons POCl_{(g)} + Cl_{2(g)}$ se encuentra que el recipiente contiene 0,259 moles de Cl_2 . Calcule la constante de equilibrio.
- 2.25.** Para el sistema en equilibrio : $2 NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{2(g)}$ a 1.000 K, se encuentra que la concentración de equilibrio de NO es 2,50 M y la concentración de O_2 es 1,25 M. Si la constante de equilibrio a esta temperatura es 1,20, determine:
- la concentración de NO_2 ,
 - que fracción del NO inicial ha sido convertido en NO_2 .
- 2.26.** Al enfriar el gas NO_2 , de color pardo, se convierte en tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 , incoloro, como lo describe la ecuación: $2 NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$. Si la concentración inicial de NO_2 es 0,90 M y en el equilibrio su concentración es sólo 0,26 M, calcule la constante de equilibrio para la reacción.
- 2.27.** A partir de 150 g de ácido acético se quieren obtener 166 g de acetato de etilo. Calcule los gramos de alcohol etílico que se tiene que utilizar, sabiendo que la constante de equilibrio de la reacción de esterificación es igual a 4,0. La reacción de equilibrio es: $CH_3COOH_{(l)} + CH_3CH_2OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3_{(l)} + H_2O_{(l)}$.
- 2.28.** A $627^\circ C$ la constante de equilibrio K_p para la descomposición del etano en eteno e hidrógeno según la ecuación: $C_2H_{6(g)} \rightleftharpoons C_2H_{4(g)} + H_{2(g)}$, es 0,0501. Calcular la fracción de etano descompuesto a dicha temperatura y presión de 5 atm sobre un catalizador apropiado de deshidrogenación.

- 2.29.** Se ha estudiado la reacción del equilibrio siguiente: $2 \text{NOCl}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$, a 735 K y en un volumen de 1 L. Inicialmente en el recipiente se introdujo 2 moles de NOCl. Una vez establecido el equilibrio se comprobó que se había disociado un 33 % del compuesto. Calcule el valor de K_c .
- 2.30.** El valor de K_p para el equilibrio: $\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$ es 14,1 a la temperatura de 850°C. Calcular la fracción molar de CO_2 cuando la presión vale 10 atm.
- 2.31.** Una muestra de 2,00 moles de HI se introduce en una vasija de 1,00 L y se calienta a 628°C. Se establece el siguiente equilibrio: $2 \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$, cuya constante de equilibrio es $3,80 \times 10^{-2}$. Determine:
- el porcentaje de disociación bajo estas condiciones,
 - la concentración de todas las especies en la mezcla de equilibrio.
- 2.32.** Para el equilibrio: $\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$, $K_c = 4,40$ a 2.000 K. Calcular la concentración de todas las especies en el equilibrio después de introducir simultáneamente en un recipiente de 5 L a 2.000 K:
- 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2
 - 1 mol de H_2O y 1 mol de CO
 - 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 1 mol de H_2O
 - 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 1 mol de CO .
- 2.33.** Se introduce una mezcla de 2,00 moles de Cl_2 gaseoso y 2,00 moles de Br_2 gaseoso en un recipiente de 4,0 L. A una temperatura dada ocurre la siguiente reacción:
- $$\text{Br}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{BrCl}_{2(g)}$$
- Cuando se establece el equilibrio, se encuentra que se ha consumido el 9,8 % del bromo. Determine la constante de equilibrio para la reacción.
- 2.34.** Calcular el grado de disociación a 30°C y 5 atm de presión para la disociación del tetróxido de dinitrógeno, si sabemos que en estas condiciones el valor de K_p es 0,15.
- 2.35.** A 27°C y 1 atm de presión el N_2O_4 está disociado en un 20% en NO_2 . Calcular:
- el valor de K_p ;
 - el % de disociación a 27°C y una presión total de 0,1 atm.
- 2.36.** La constante de equilibrio para la reacción $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ vale $5,8 \times 10^{-3}$ a 25°C. Calcula el grado de disociación cuando la concentración inicial es:
- 0,01 mol/L,
 - 0,5 mol/L.
- 2.37.** En un matraz de 1 L de capacidad se colocan 6 g de PCl_5 sólido. Se cierra el matraz, se hace el vacío y se calienta a 250°C. El PCl_5 pasa al estado vapor y se disocia

- parcialmente. La presión de equilibrio resulta de 2,08 atm. Calcula el grado de disociación (α) del PCl_5 y la K_p .
- 2.38.** Al mezclar volúmenes iguales de nitrógeno y oxígeno a una cierta temperatura, se forma un 10% en volumen de monóxido de nitrógeno, en equilibrio con los gases iniciales, de acuerdo a la siguiente reacción: $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(\text{g})}$. Calcular:
- la fracción molar de cada componente,
 - los valores de las constantes K_c y K_p .
- 2.39.** Se introducen exactamente 2,00 moles de HBr en un recipiente de 1,00 L y se calienta a 1,297 K donde rápidamente se establece el equilibrio: $2 \text{HBr}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + \text{Br}_{2(\text{g})}$. La constante de equilibrio es $7,32 \times 10^{-6}$. Determine:
- el porcentaje de disociación bajo estas condiciones,
 - la concentración de todas las especies.
- 2.40.** A 200°C , la constante de equilibrio para la disociación: $\text{PCl}_{5(\text{g})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$ es $K_c = 0,00793$. Calcule el grado de disociación α del PCl_5 a dicha temperatura, si:
- se colocan inicialmente 3,125 g de PCl_5 en un matraz de 1 L.
 - el matraz se encontraba previamente lleno de Cl_2 a una presión de 1 atm.
- 2.41.** A 250°C un recipiente de 12 L de capacidad contiene 0,428 moles de PCl_5 , 0,125 moles de PCl_3 y 1,710 moles de Cl_2 en equilibrio. Calcular:
- K_c para la reacción de disociación de PCl_5 en PCl_3 y Cl_2 .
 - el grado de disociación si la temperatura se mantiene constante y se reduce el volumen exactamente a la mitad.
- 2.42.** La constante de equilibrio K_p para la reacción: $\text{NH}_4\text{HS}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ vale 0,11. Calcular K_c a dicha temperatura.
- 2.43.** La constante de equilibrio para la reacción: $\text{CO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}$ es 0,63 a 986°C : Se deja llegar una mezcla de 1 mol de vapor de agua y 3 moles de CO al equilibrio, a una presión total de 2 atm. Calcular:
- los moles de H_2 que hay en el equilibrio.
 - la presión parcial de cada gas en el equilibrio.
- 2.44.** A 200°C y presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia en un 48,5 %. Calcula el grado de disociación a la misma temperatura, pero a una presión de 10 atm.
- 2.45.** A 800 K, la constante K_c para la siguiente reacción : $2 \text{HI}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})}$, vale 0,016. En una mezcla en equilibrio a 800 K, calcula:

- (a) la concentración de HI cuando las de H_2 e I_2 sean iguales y la presión a la que se encuentra el sistema sea de 1 atm.
(b) las concentraciones de los componentes si se duplica la presión del sistema.
- 2.46.** Al igual que el pentacloruro de fósforo, el pentacloruro de antimonio se disocia en tricloruro de antimonio y en cloro. A $182^\circ C$ y 1 atm se disocia en un 30%. Calcular:
(a) el valor de las constantes K_p y K_c a dicha temperatura;
(b) la presión a la cual se disociará en un 60%.
- 2.47.** Para el equilibrio $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_{2O(g)} + CO(g)$, la constante de equilibrio K_c es 4,40 a 2.000 K. Calcule la concentración de todas las especies en el equilibrio después de introducir 1,00 mol de H_2 y 1,00 mol de CO_2 en un recipiente de 4,68 L a 2.000 K.
- 2.48.** Se introducen 5,00 moles de Br_2CO en un matraz de 4,00 L a una temperatura de 300 K. La constante de equilibrio a esa temperatura vale 0,2. Sabiendo que el equilibrio es: $Br_2CO_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Br_{2(g)}$, calcular:
(a) la concentración de cada especie en el equilibrio.
(b) el porcentaje de disociación.
(c) si se añaden 2,00 moles de CO al sistema en equilibrio, determine las concentraciones de todas las especies cuando se restablece el equilibrio.
- 2.49.** A 650 K se establece el equilibrio: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$. Si se calienta una mezcla estequiométrica de 3,00 moles de N_2 y 9,00 moles de H_2 hasta 650 K en una vasija de 1,00 L, se encuentra que la reacción se completa en un 71,0 % cuando se alcanza el equilibrio. Determine:
(a) las concentraciones de equilibrio de las diversas especies,
(b) la constante de equilibrio K_c ,
(c) cuantos moles de NH_3 deben añadirse para elevar la concentración de equilibrio de H_2 hasta 4,00 M.
- 2.50.** La constante de equilibrio para la reacción: $SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + NO(g)$ es 1,0 a una cierta temperatura. Si se colocan juntos 2,0 moles de SO_2 y 4,0 moles de NO_2 en un recipiente de 1,0 L a esta temperatura, determine la concentración de SO_3 en el equilibrio.
- 2.51.** La constante de equilibrio para la formación de HBr mediante la reacción:
 $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HBr_{(g)}$ a 1.000 K es $2,20 \times 10^6$.
Si se introducen 0,0600 moles de HBr en un recipiente vacío de 3,00 L, determine las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.
- 2.52.** A 700 K, $K_p = K_c = 1,83$ para el equilibrio: $2 HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$. Se calientan 25,4 g de yodo y 0,505 de hidrógeno hasta 700 K en una vasija de 4,00 L, determine las concentraciones de equilibrio en moles/litro.

2.53. Se analiza la mezcla en equilibrio a una cierta temperatura :



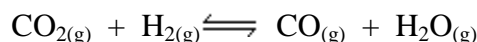
en un recipiente de 1,00 L y se encuentra que contiene 0,50 moles de SO_3 , 0,45 moles de NO , 0,15 mol de SO_2 y 0,30 moles de NO_2 . Si se agrega 0,25 mol de SO_3 a temperatura constante, calcule las nuevas concentraciones de todas las especies luego de restablecerse el equilibrio.

2.54. Se introducen 5,00 moles de PCl_5 en un recipiente de 25,0 L y se calienta a 250°C . La reacción es : $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$, cuya $K_c = 4,15 \times 10^{-2}$ a 250°C . Calcule:

(a) las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

(b) si se añaden 2,50 moles de PCl_5 al sistema en equilibrio, a la misma temperatura, cual es la concentración de cada especie cuando se restablezca el equilibrio.

2.55. En un recipiente de 8 L se introducen 0,50 moles de CO_2 y 0,30 moles de H_2 , se calientan a 1.000 K y se establece el siguiente equilibrio:



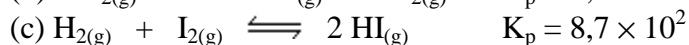
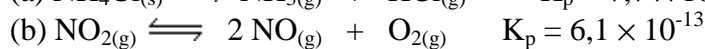
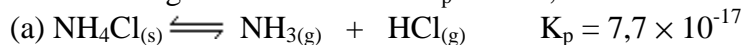
Cuando se analiza la mezcla se encuentra que hay 0,30 moles de CO_2 . Calcular:

(a) las cantidades de las distintas especies en el equilibrio.

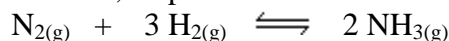
(b) el valor de K_c .

(c) si una vez alcanzado el equilibrio a la misma temperatura añadimos 0,1 mol de H_2 , cual será la nueva composición de la mezcla al restablecerse el equilibrio.

2.56. Dados los siguientes valores de K_p a 25°C , calcule los respectivos valores de K_c :



2.57. Un recipiente cerrado a 1.000°C , contiene amoníaco, hidrógeno y nitrógeno en equilibrio. El análisis muestra que las concentraciones en equilibrio son 0,102, 1,62 y 0,03 mol/L, respectivamente. Hallar las constantes K_c y K_p del equilibrio:



2.58. En un recipiente de 200 cm^3 de capacidad se colocan a baja temperatura 0,40 g de tetróxido de dinitrógeno líquido (N_2O_4). Se cierra el recipiente y se calienta a 45°C . El N_2O_4 se vaporiza y se disocia en un 41,6 % en NO_2 . Calcule K_c y K_p para la disociación del N_2O_4 a esa temperatura.

2.59. Para la disociación de $2 \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$, la constante de equilibrio es 155 a 500 K. Si se inyecta 7,50 moles de HI en un recipiente vacío de 3,00 L a esta temperatura, calcule:

(a) las concentraciones de equilibrio de todas las especies,

(b) el porcentaje de disociación del HI .

- 2.60.** Una sustancia gaseosa A se introduce en un recipiente cerrado. A una determinada temperatura se establece el equilibrio siguiente: $A_{(g)} \rightleftharpoons 2 B_{(g)}$. Calcule:
(a) el grado de disociación de A en función de K_p y de la presión total del sistema,
(b) el valor de α cuando la presión total tiende a 0 y cuando tiende a ∞ .
- 2.61.** En presencia de un adecuado catalizador y a la temperatura de 400°C es posible obtener gas amoníaco a partir de N_2 y H_2 . En un recipiente de 1 L de capacidad y partiendo de 3,00 moles de H_2 y 1,00 moles de N_2 se obtienen 0,0385 moles de amoníaco una vez alcanzado el equilibrio. Calcule a partir de estos datos los valores correspondientes de K_c y K_p .
- 2.62.** A 690 K el $TiCl_3$ sólido se encuentra en equilibrio con HCl, $TiCl_4$ e H_2 , como lo muestra la ecuación: $2 TiCl_{3(s)} + 2 HCl_{(g)} \rightleftharpoons 2 TiCl_{4(g)} + H_{2(g)}$. En el equilibrio, la presión de HCl es 1,153 atm, la presión de $TiCl_4$ es 1,400 atm y la presión total del sistema es 3,053 atm. Calcule:
(a) la constante de equilibrio K_p ,
(b) la presión de equilibrio de H_2 si la presión de equilibrio de HCl iguala a la de $TiCl_4$. Asuma que la presión de vapor de $TiCl_3$ es despreciable.
- 2.63.** A una cierta temperatura por sobre 300°C, El NOCl se disocia en NO y Cl_2 , de acuerdo a la ecuación: $2 NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$. La presión total del sistema es 708,1 torr, la presión de NOCl es 241,0 torr y la presión de NO es 311,4 torr. Calcule:
(a) la constante de equilibrio K_p usando las presiones en atm,
(b) la fracción de NOCl inicial que se disocia.
- 2.64.** Un gas combustible industrial se produce por reducción de CO_2 con C, de acuerdo a la ecuación: $CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)}$. A una presión total de 10,00 atm y 1.000°C, la mezcla de gases en equilibrio resulta contener 7,0 mol % CO_2 y 93,0 mol % CO. Determine:
(a) la constante de equilibrio K_p para la reacción,
(b) la composición de la mezcla gaseosa a una presión total de 40,00 atm a 1.000°C.
- 2.65.** A 400°C la constante de equilibrio K_c de la reacción : $2 HgO_{(s)} \rightleftharpoons 2 Hg_{(g)} + O_{2(g)}$, vale $1,0 \times 10^{-7}$. En un recipiente de 10 L se introduce HgO sólido en exceso y se calienta hasta 400°C. Calcula las concentraciones de las especies gaseosas cuando se alcanza el equilibrio.
- 2.66.** A temperaturas elevadas, la piedra caliza se descompone de acuerdo a la ecuación: $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$. A 1.000°C, la presión de equilibrio de CO_2 es de 3,87 atm. Si se pone $CaCO_3$ puro en un recipiente de 2,50 L en el que se ha hecho vacío, y calentado hasta exactamente 1.000°C, determine cuanto $CaCO_3$ se descompondrá para producir la presión de equilibrio. Asuma que las presiones de vapor de los sólidos son despreciables.

- 2.67.** A 2.000 K la constante K_p para la formación de NO a partir de sus elementos, de acuerdo a la ecuación: $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{(g)}$ es 4×10^{-4} . Si la presión parcial de NO en el equilibrio es 0,04 atm y la de N_2 es igual a la de O_2 , determine las presiones parciales de N_2 y O_2 .
- 2.68.** Un litro de una mezcla de equilibrio de NH_3 , N_2 e H_2 a 750 K se compone de 1,20 moles de H_2 , 1,00 moles de N_2 y 0,239 moles de NH_3 . Considere la reacción como: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$. Calcule:
(a) K_c ,
(b) la presión total de la mezcla,
(c) la presión parcial de cada gas,
(d) K_p .
- 2.69.** En un recipiente de 186 L en el que se ha hecho vacío se introducen 26 g de dióxido de carbono. Posteriormente se calienta hasta 3.000 K. En estas condiciones el dióxido de carbono se encuentra disociado de acuerdo a: $2 CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + O_{2(g)}$ en un 40%. Determine:
(a) la presión total de la mezcla en equilibrio.
(b) la presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio.
(c) valor de K_p para la disociación del CO_2 a 3.000 K.
- 2.70.** A temperatura próxima a los 400°C se mezclan 0,062 moles de H_2 y 0,042 moles de I_2 . Al establecerse el equilibrio se forman 0,076 moles de HI. Calcule:
(a) las constantes de equilibrio K_c y K_p para $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$
(b) el número de moles de HI que se formarían al mezclar, a la misma temperatura, 0,08 moles de H_2 y 0,08 moles de I_2 .
- 2.71.** Una mezcla de dióxido de azufre y oxígeno en la relación molar 2:1 alcanza el siguiente equilibrio en presencia de un catalizador: $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$. Calcule:
(a) el valor de la constante de equilibrio K_p , si a la presión total de 5 atm se ha transformado el 33% del SO_2 en SO_3 ;
(b) en las mismas condiciones de presión y temperatura y con una relación molar inicial de SO_2 y O_2 1:1, justifique si el porcentaje de SO_2 transformado es igual, mayor o menor que en el apartado anterior.
- 2.72.** A la temperatura de 400°C el amoníaco se encuentra disociado en un 40% en nitrógeno e hidrógeno, cuando la presión total del sistema es 710 mm Hg. Calcule:
(a) la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio,
(b) el número de moles de cada uno de ellos, para 100 g de mezcla,
(c) el volumen que ocupará la mezcla,
(d) el valor de K_p a dicha temperatura.
- 2.73.** En un matraz de 1,0 L en el que previamente se ha hecho vacío, se introducen 0,0724 moles de N_2O_4 y se calienta a 35°C. Parte del N_2O_4 se disocia en NO_2 según la

reacción : $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es 2,178 atm. Calcule :

- (a) el grado de disociación,
- (b) la presión parcial de N_2O_4 en el equilibrio,
- (c) K_p y K_c .

2.74. A cierta temperatura el PCl_5 se disocia en PCl_3 y Cl_2 . Cuando se alcanza el equilibrio de esta reacción, llevada a cabo en un recipiente de 1 L, se comprueba que las concentraciones son: 0,8 mol/L de PCl_5 , 0,2 mol/L de PCl_3 y 0,2 mol/L de Cl_2 . Calcule la constante de equilibrio K_c en estas condiciones e interprete como se desplazará y cuales serán las nuevas concentraciones si una vez alcanzado éste:

- (a) se agregan 2 moles de PCl_5 ,
- (b) se reduce el volumen a 5 L,
- (c) se añaden 2 moles de Cl_2 .

2.75. La constante de equilibrio de la reacción: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{s})} + \text{CO}_{(\text{g})} \rightleftharpoons 3 \text{FeO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$, vale 1,4 a 1.000 K. Si una mezcla constituida inicialmente por 4 moles de Fe_3O_4 , 2 moles de CO, 4 moles de FeO y 0,5 moles de CO_2 se calienta a 1.000 K y una presión total de 5 atm, determine la composición final cuando se alcanza el equilibrio.

2.76. El óxido de mercurio(II) se descompone a 500°C según la reacción:



Una vez alcanzado el equilibrio, la presión dentro del matraz, debida a los gases formados es de 0,61 atm. Calcule:

- (a) la constante de equilibrio K_p ,
- (b) la cantidad de HgO descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 5 L.

2.77. La constante de equilibrio para la reacción: $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$ vale 0,143 a 25°C y 0,671 a 45°C . Calcular el calor de reacción.

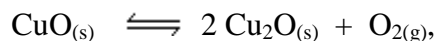
2.78. Para la reacción de formación de amoníaco, las constantes de equilibrio K_p valen $1,66 \times 10^{-4}$ a 400°C y $5,2 \times 10^{-5}$ a 450°C . Hallar el calor de reacción para esta reacción suponiendo que ΔH no depende de la temperatura en el intervalo considerado.

2.79. En la reacción de disociación de bromo molecular (Br_2) en bromo atómico (Br), se sabe que K_p a 1.400 K vale 0,05 y a 1.600 K, K_p vale 0,25. Calcular:

- (a) la fracción de bromo que se ha disociado a 1.600 K y a una presión total de 1 atm;
- (b) el calor de reacción a 1.600 K.

2.80. Calcular la K_p de la disociación del PCl_5 a 25°C , sabiendo que a esa temperatura $\Delta G^\circ = 38,33 \text{ kJ}$ y $\Delta H^\circ = 92,50 \text{ kJ}$. Calcular además la K_p a 500 K.

2.81. Para la descomposición del CuO sólido según la reacción:



la constante K_p a 1.100°C vale aproximadamente 150 con la presión medida en mm de Hg. Sabiendo que ΔH del proceso vale 252,5 kJ, calcule la temperatura a la que

comienza a descomponerse el óxido de cobre(II). (la composición volumétrica del aire es 79% N₂ y 21 % O₂).

- 2.82.** A 298 K, la presión de descomposición del bisulfuro amónico NH₄HS es de 500 mmHg y a 293 K la presión de descomposición es de 350 mm Hg. Calcular el calor de reacción para el proceso: $\text{NH}_4\text{HS}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(g)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)}$.
- 2.83.** A 35°C, la constante K_p para la disociación del N₂O₄ en NO₂ es igual a 0,320 atm. El calor de reacción para este proceso endotérmico es -14,69 kcal. Hallar la constante de equilibrio a 50°C.
- 2.84.** La constante K_p para la disociación del PCl₅ en PCl₃ y Cl₂ a 200°C es igual a 0,3075 atm. El calor de reacción es de -17,38 kcal. Calcular la temperatura a la cual la disociación del PCl₅ a una presión de 3 atm es el 50%.
- 2.85.** A 420°C, la constante K_p para la descomposición del óxido mercuríco sólido en vapor de mercurio y oxígeno es 0,01956 atm³, y el calor correspondiente a esta descomposición, proceso endotérmico, es -68,11 kcal. Hallar la temperatura a la cual empieza a descomponerse el óxido mercuríco. (El óxido mercuríco empieza a descomponerse cuando la presión parcial de equilibrio del oxígeno es igual a la de este gas en el aire, esto es, 0,21 atm).
- 2.86.** La presión de disociación del bromuro cúprico sólido al descomponerse en bromuro cuproso sólido y vapor de bromo es igual a 0,046 atm, a 214°C y 0,107 atm a 230°C. Determinar:
- el calor de disociación del bromuro cúprico entre estas temperaturas,
 - suponiendo este calor constante, la presión de vapor del bromo a 280°C en equilibrio con los bromuros cuproso y cúprico en estado sólido,
 - la cantidad de bromuro cúprico descompuesto al calentarlo en un recipiente de 250 cm³ de capacidad a 280°C.
- 2.87.** La constante de equilibrio K_p a 298 K es 2×10^5 para la reacción:
- $$\text{I}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ICl}_{(g)} + 26,9 \text{ kJ}$$
- Determine el valor de K_p a 673 K.
- 2.88.** A 1.900 K y la presión de 1 atm, el vapor de agua está disociado en un 0,302% y a 2.000 K es de 0,504%. Determinar el calor de disociación de 1 mol de agua entre estas temperaturas.