

Como  $P = 1 \text{ atm}$  y  $n_T = n_0(1 - \alpha) + 2\alpha n_0 = n_0(1 + \alpha) = 0,085(1 + \alpha)$ , aplicando la ecuación de estado de los gases:

$$PV = n_T RT$$

$$1 \cdot 4 = 0,085 \cdot (1 + \alpha) \cdot 0,082 \cdot 333$$

de donde,  $\alpha = 0,723$ .

b) Cálculo de las presiones parciales:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P = \frac{p_0(1 - \alpha)}{p_0(1 + \alpha)} \cdot P = \frac{1 - 0,723}{1 + 1,723} \cdot 1 = 0,16 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = P - p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1 - 0,16 = 0,84 \text{ atm}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_p$ :

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(0,84)^2}{0,16} = 4,4$$

10.23. El valor de la energía libre estándar,  $\Delta G^\circ$ , para la reacción  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , es 73,15 kJ. Calcular el valor de  $K_p$  de esta reacción a 25 °C.

**Solución:** La relación de la energía libre estándar y la constante de equilibrio es

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

sustituyendo los datos expresados en unidades coherentes:

$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} ; T = 273 + 25 = 298 \text{ K} ; 73,15 \text{ kJ} = 73.150 \text{ J}$$

$$73.150 = -8,31 \cdot 298 \cdot \ln K_p ; \ln K_p = -29,54 ; K_p = e^{-29,54} = 1,48 \cdot 10^{-13}$$

10.24. En el equilibrio,  $2 \text{ O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{ O}_2(\text{g})$ , a la presión total de 18,1 atm y 1.727 °C, el grado de disociación del ozono es 0,97. Hallar la variación de energía libre normal de esta reacción.

**Solución:** Dada la estequiometría de la reacción y por comodidad de cálculo, suponemos que inicialmente hay  $2x$  moles de  $\text{O}_3$ . Escribimos la reacción junto con la tabla de concentraciones:

|                                    |                           |                      |                           |
|------------------------------------|---------------------------|----------------------|---------------------------|
|                                    | $2 \text{ O}_3(\text{g})$ | $\rightleftharpoons$ | $3 \text{ O}_2(\text{g})$ |
| • Número de moles iniciales        | $2x$                      |                      | $0$                       |
| • Número de moles en el equilibrio | $2x(1 - \alpha)$          |                      | $3x\alpha$                |

El número total de moles en el equilibrio es

$$n_T = 2x(1 - \alpha) + 3x\alpha = x(2 + \alpha)$$

Las presiones parciales en el equilibrio, teniendo en cuenta que  $\alpha = 0,97$ , son

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot P = \frac{3x\alpha}{x(2 + \alpha)} \cdot 18,1 = 17,7 \text{ atm}$$

$$p_{O_3} = \frac{n_{O_3}}{n_T} \cdot P = \frac{2x(1-x)}{x(2+x)} \cdot 18,1 = 0,37 \text{ atm}$$

Sustituyendo estos valores en la expresión de  $K_p$ :

$$K_p = \frac{p_{O_2}^3}{p_{O_3}^2} = \frac{(17,3)^3}{(0,36)^2} = 42.787,3$$

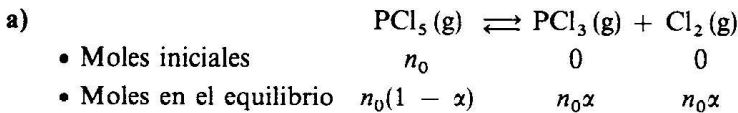
Sustituyendo  $K_p$  en la relación  $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$  se obtiene

$$\Delta G^\circ = -8,31 \cdot 2.000 \cdot \ln(42.787,3) = -177.235 \text{ J} \approx 177 \text{ kJ}$$

Según las aproximaciones que se hagan o que produzca la calculadora, puede diferir mucho (aparentemente) en valor absoluto el resultado, si se expresa en J. Si se convierte en kJ, las diferencias no serán significativas.

- 10.25.** El pentacloruro de fósforo se descompone térmicamente según la ecuación  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Se introdujo  $\text{PCl}_5$  en un recipiente cerrado y se calentó hasta 439 K. Una vez alcanzado el equilibrio se observó que la presión total era de 1 atm y el grado de disociación era 0,32. Calcular: **a)** La composición de la mezcla. **b)** Las presiones parciales de los componentes de la mezcla en equilibrio. **c)** Los valores de  $K_p$  y  $K_c$ . **d)** La variación de energía libre normal a 439 K.

**Solución:**



La composición de la mezcla en el equilibrio teniendo en cuenta que  $x = 0,32$  será

$$(1 - 0,32)n_0 \text{ de } \text{PCl}_5 \quad ; \quad 0,32n_0 \text{ de } \text{PCl}_3 \quad \text{y} \quad 0,32n_0 \text{ de } \text{Cl}_2$$

La relación de moles indica que por cada 0,68 moles de  $\text{PCl}_5$  hay 0,32 de  $\text{PCl}_3$  y 0,32 de  $\text{Cl}_2$ .

$$\text{b) } p_{\text{PCl}_5} = \chi_{\text{PCl}_5} \cdot P = \frac{0,68(1-x)}{0,68(1-x) + 0,32x + 0,32x} \cdot P = \frac{0,68}{1,32} \cdot 1 = 0,52 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{PCl}_3} \cdot P = \frac{0,32x}{0,68(1-x) + 0,32x + 0,32x} \cdot P = \frac{0,32}{1,32} \cdot 1 = 0,24 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{Cl}_2} \cdot P = \frac{0,32x}{0,68(1-x) + 0,32x + 0,32x} \cdot P = \frac{0,32}{1,32} \cdot 1 = 0,24 \text{ atm}$$

$$\text{c) } K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,24 \cdot 0,24}{0,51} = 0,114$$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,114}{(0,082 \cdot 439)^1} = 3,1 \cdot 10^{-3}$$

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

$$\Delta G^\circ = -8,31 \cdot 439 \cdot \ln 0,114 = 7.922 \text{ J}$$

Como  $\Delta G^\circ > 0$ , el proceso no es espontáneo, en las condiciones dadas, según se explicó en capítulo anterior.

- 10.26.** Los valores de  $\Delta H$  e  $\Delta S$ , para una determinada reacción son  $-22,6 \text{ kcal/mol}$  y  $-45,2 \text{ cal/(mol} \cdot \text{K)}$ , respectivamente. Estos valores no varían apreciablemente con la temperatura.
- a) ¿Cuál será el valor de la entalpía libre de Gibbs,  $\Delta G$ , de la reacción a 300 K y a 1.000 K?
- b) ¿A qué temperatura  $\Delta G = 0$ ? c) ¿A cual de las temperaturas citadas anteriormente es espontánea la reacción?

**Solución:**

- a) Teniendo en cuenta la relación  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ :

Para  $T = 300 \text{ K}$

$$\Delta G = -22,6 \text{ kcal/mol} - 300 \text{ K}(-45,2 \cdot 10^{-3} \text{ kcal/(mol} \cdot \text{K)})$$

$$\Delta G = -9,04 \text{ kcal/mol}$$

Para  $T = 1.000 \text{ K}$

$$\Delta G = -22,6 \text{ kcal/mol} - 1.000 \text{ K}(-45,2 \cdot 10^{-3} \text{ kcal/mol} \cdot \text{K)})$$

$$\Delta G = 22,26 \text{ kcal/mol}$$

- b) Una reacción química se encuentra en equilibrio cuando  $\Delta G = 0$ . Por tanto:

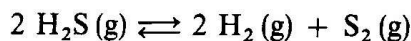
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0 \quad ; \quad T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-22,6 \text{ kcal/mol}}{-45,2 \cdot 10^{-3} \text{ kcal/(mol} \cdot \text{K)}} = 500 \text{ K}$$

- c) Una reacción química es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ .

A 300 K ,  $\Delta G = -9,04 \text{ kcal/mol}$  , por tanto, es espontánea

A 1.000 K ,  $\Delta G = 22,6 \text{ kcal/mol}$  , por consiguiente, no es espontánea

- 10.27.** Las constantes,  $K_p$ , del equilibrio



son  $1,18 \cdot 10^{-2}$  y  $5,09 \cdot 10^{-2}$ , a 1.338 K y 1.473 K, respectivamente. Calcular  $\Delta H$  para dicha reacción.

**Solución:** Suponiendo que  $\Delta H$  no varía prácticamente con la temperatura, se puede aplicar la ecuación de Van't Hoff:

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

Sustituyendo los datos y el valor de  $R = 8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$ , resulta

$$\log \frac{1,18 \cdot 10^{-2}}{5,09 \cdot 10^{-2}} = -\frac{\Delta H^\circ}{2,303 \cdot 8,31} \left( \frac{1}{1.338} - \frac{1}{1.473} \right)$$

de donde,  $\Delta H^\circ = 1,77 \cdot 10^5 \text{ J/mol} = 177 \text{ kJ/mol}$ .

- 10.28.** La constante de equilibrio,  $K_p$ , a 298 K es  $2 \cdot 10^5$  para la reacción  $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ICl}(\text{g}) + 26,9 \text{ kJ}$ . ¿Cuál es el valor de  $K_p$  a 673 K?

**Solución:** Como ya sabemos que  $\Delta H$  apenas varía con la temperatura, aplicamos la ecuación de Van't Hoff:

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

Sustituyendo  $(K_p)_1 = 2 \cdot 10^5$ ,  $T_1 = 298 \text{ K}$ ,  $T_2 = 673 \text{ K}$  y  $\Delta H^\circ = -26.900 \text{ J}$ , ya que la ecuación termoquímica indica que es exotérmica:

$$\log \frac{2 \cdot 10^5}{(K_p)_2} = -\frac{-26 \cdot 900}{2,303 \cdot 8,31} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{673} \right)$$

de donde,  $\log (K_p)_2 = 2,63$  y, por tanto  $K_{p2} = 10^{2,63} = 426$ .

En las reacciones exotérmicas, ( $\Delta H^\circ < 0$ ), a medida que aumenta la temperatura disminuye el valor de  $K_p$ . En las endotérmicas ocurre lo contrario.

- 10.29.** A 1.091 K la presión de vapor de disociación del  $\text{CaCO}_3$  es 760 mm Hg. Si el calor de disociación, a presión constante del  $\text{CaCO}_3$ , es  $\Delta H = 30.110 \text{ cal/mol}$ , ¿cuál será su presión de vapor a 1.073 K? La reacción de disociación es  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$ .

**Solución:** Observando en la ecuación estequiométrica el estado físico de cada una de las sustancias, podemos expresar  $K_p$ :

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

Como  $p_{\text{CO}_2} = 760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm}$ .

$$K_p = 1 \quad \text{a} \quad 1.091 \text{ K}$$

Según la ecuación de Van't Hoff:

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

Sustituyendo las magnitudes conocidas:

$$\log \frac{(K_p)_2}{1} = -\frac{30.110 \text{ cal/mol}}{2,303 \cdot 1,98 \text{ cal/mol} \cdot \text{K}} \left( \frac{1}{1.073 \text{ K}} - \frac{1}{1.091 \text{ K}} \right)$$

de donde,  $\log (K_p)_2 = -0,10071$

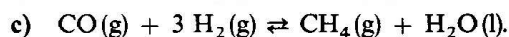
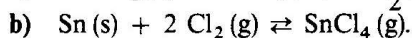
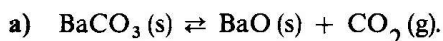
por tanto:  $10^{-0,10071} = (K_p)_2$  ; o bien,  $(K_{p2}) = 0,784$

La constante  $K_p$  es igual a la presión de vapor del  $\text{CO}_2$  ( $K_p = p_{\text{CO}_2}$ ) por tratarse de un equilibrio heterogéneo, entonces:

$$0,784 \text{ atm} = 0,784 \text{ atm} \cdot 760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}} \simeq 596 \text{ mm Hg}$$

## PROBLEMAS PROPUESTOS

10.30. Escribir la expresión de  $K_c$  para las reacciones:



Solución: a)  $K_c = [\text{CO}_2]$ ;

b)  $K_c = \frac{[\text{SnCl}_4]}{[\text{Cl}_2]^2}$ ;

c)  $K_c = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}$

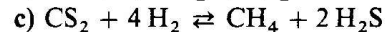
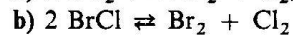
10.31. Escribir la ecuación de un sistema en equilibrio cuya constante,  $K_c$ , se exprese de la siguiente forma:

a)  $K_c = \frac{[\text{CH}]^2[\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2}$

b)  $K_c = \frac{[\text{Br}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{BrCl}]^2}$

c)  $K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}$

Solución: a)  $2 \text{SH}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 + \text{S}_2$ ;



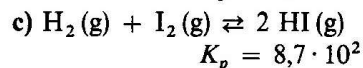
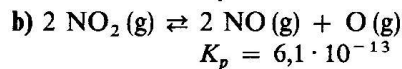
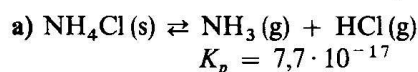
10.32. En un recipiente de 12 litros se calienta  $\text{PCl}_5$  hasta  $250^\circ\text{C}$  produciéndose la reacción de descomposición  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Cuando se alcanza el equilibrio hay 0,21 moles de  $\text{PCl}_5$ , 0,32 de  $\text{PCl}_3$ , y 0,32 de  $\text{Cl}_2$ . Calcular la constante de equilibrio,  $K_c$ , de la reacción de disociación del  $\text{PCl}_5$ , a  $250^\circ\text{C}$ .

Solución:  $K_c = 0,041$ .

10.33. Un recipiente cerrado, a  $1.000^\circ\text{C}$ , contiene amoníaco, nitrógeno e hidrógeno en equilibrio. El análisis muestra que las concentraciones en el equilibrio son 0,102, 0,03 y 1,62 mol/l, respectivamente. Hallar las constantes: a)  $K_c$ , y b)  $K_p$  del equilibrio  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ .

Solución: a)  $K_c = 8,15 \cdot 10^{-2}$ ;  
b)  $K_p = 7,48 \cdot 10^{-6}$ .

10.34. Dados los siguientes valores de  $K_p$ , a  $25^\circ\text{C}$ :



Calcular los valores correspondientes de  $K_c$ .

Solución: a)  $K_c = 1,28 \cdot 10^{-19}$ ;  
b)  $K_c = 2,49 \cdot 10^{-14}$ ;  
c)  $K_c = 8,7 \cdot 10^2$ .

10.35. Cuando se mezclan hidrógeno y dióxido de carbono, a temperatura suficientemente elevada, reaccionan en parte formando agua y monóxido de carbono. En una experiencia llevada a cabo a  $2.000^\circ\text{C}$ , una mezcla inicial de 1 mol de hidrógeno y 2 moles de dióxido de carbono en un recipiente de 20 litros, una vez establecido el equilibrio, el 85,5% del hidrógeno reaccionó para formar agua. Calcular la constante de equilibrio.

Solución:  $K_c = 4,40$ .

10.36. Sea el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$  cuyo  $\Delta H = 39,7 \text{ kJ}$ . Indicar ra-

zonadamente el efecto sobre la reacción de los siguientes cambios: **a)** Aumento del volumen del recipiente, a temperatura constante; **b)** Adición del NO; **c)** Disminución de la temperatura.

**Solución:** a) →; b) ←; c) ←.

**10.37.** ¿En qué sentido evolucionará cada uno de los sistemas en equilibrio si se reduce la presión?

- a)**  $\text{ClF}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{ClF}_3(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g})$ .  
**b)**  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ .  
**c)**  $\text{Ni}(\text{s}) + 4 \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{CO})_4(\text{g})$ .

**Solución:** a) →; b) →; c) ←.

**10.38.** Un recipiente de 2 litros contiene 1,37 moles de  $\text{FeBr}_3$ , 2,42 moles de  $\text{FeBr}_2$ , y 1,34 moles de  $\text{Br}_2$ , a una temperatura  $T$ . **a)** ¿Se encuentra el sistema en equilibrio? **b)** Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará? La constante de equilibrio  $K_c$ , a la temperatura  $T$ , vale 0,983 para la reacción



**Solución:** a) No. Está muy cerca del equilibrio (0,981); b) →.

**10.39.** Se introduce en un recipiente una mezcla de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ , y  $\text{NH}_3$ . Se deja el suficiente tiempo para que el sistema alcance el equilibrio. A continuación, se adicionan 1 mol de  $\text{NH}_3$  y 1 mol de  $\text{N}_2$ . ¿Qué ocurrirá con la concentración de hidrógeno?

**Solución:** Tendrá que aumentar. El equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

**10.40.** Dado el equilibrio



Explicar el efecto sobre el equilibrio de: **a)** Un aumento de presión y de temperatura; **b)** Un aumento de la concentración de  $\text{CO}_2$ ; **c)** Una disminución de la concentración de  $\text{O}_2$ .

**Solución:** a) ←; b) ←; c) ←.

**10.41.** Escribir las expresiones de  $K_p$  y  $K_c$  del equilibrio anterior y la relación entre ambas.

**Solución:**  $K_p = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p_{\text{O}_2}}$ ;  $K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$ ;  $K_p = K_c$ .

**10.42.** En un recipiente de 1 litro se introducen 3 moles de HI, 2 moles de  $\text{H}_2$ , y 1 mol de  $\text{I}_2$  alcanzándose el equilibrio de disociación a 458 °C. Sabiendo que  $K_c = 2,06 \cdot 10^{-2}$ , a dicha temperatura, calcular: **a)** La concentración de cada especie en el equilibrio; **b)** La presión parcial de cada componente de la mezcla y  $K_p$ .

**Solución:** a)  $[\text{HI}] = 4,34 \text{ mol/l}$ ;  
 $[\text{H}_2] = 1,33 \text{ mol/l}$ ;  
 $[\text{I}_2] = 0,33$ .

b)  $p_{\text{HI}} = 258,94 \text{ atm}$ ;  
 $p_{\text{H}_2} = 79,12 \text{ atm}$ ;  
 $p_{\text{I}_2} = 19,78 \text{ atm}$ ;  
 $K_p = 2,06 \cdot 10^{-2}$ .

**10.43.** Mezclando, a una temperatura  $T$ , 1 mol de ácido benzoico y 1 mol de etanol, se obtienen 0,5 moles de agua. **a)** Calcular el valor de  $K_c$  para el equilibrio alcanzado. **b)** ¿Cuál será la composición, a la misma temperatura, de la mezcla resultante de introducir 6 moles de ácido junto con 4 moles de etanol?

**Solución:** a)  $K_c = 1$ ; b) 3,6 moles de ácido; 1,6 de alcohol; 2,4 de éster y 2,4 de  $\text{H}_2\text{O}$ .

**10.44.** La constante de equilibrio para la reacción de formación del yoduro de hidrógeno a 400 °C es  $K_c = 64$ . Averiguar la cantidad de yoduro de hidrógeno que se forma, al introducir en un recipiente de 10 litros 3 moles de yodo y 2 moles de hidrógeno, una vez alcanzado el equilibrio a dicha temperatura.

**Solución:** 465,5 g.

**10.45.** La constante de equilibrio para la reacción  $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$  es  $K_c = 3$ , a una temperatura determinada. Si se introducen 2 moles de CO y 1,5 moles de  $\text{Cl}_2$  en un recipiente de 6 litros, ¿cuáles serán las concentraciones de la mezcla en equilibrio a esa temperatura?

**Solución:**  $[\text{CO}] = 0,23 \text{ mol/l}$ ;  
 $[\text{Cl}_2] = 0,14 \text{ mol/l}$ ;  
 $[\text{COCl}_2] = 0,10 \text{ mol/l}$ .

- 10.46.** El hidrogenosulfuro de amonio se disocia según la ecuación  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ . A  $20^\circ\text{C}$ , la presión de vapor de disociación de este compuesto es 356 mm Hg. Calcular la presión parcial del ácido sulfhídrico en un recipiente cerrado, a  $20^\circ\text{C}$ , con una presión inicial de amoniaco de 5 atm.  
**Solución:** 8,31 mm Hg.
- 10.47.** A 1.000 K, la constante de equilibrio,  $K_p$ , para la descomposición del carbonato de calcio sólido en óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas es  $4 \cdot 10^{-2}$ . Se coloca un poco de carbonato en un recipiente de 10 litros, que se calienta hasta 1.000 K. Una vez establecido el equilibrio, ¿cuántos gramos de óxido de calcio se habrán formado? Nota: con un poco de carbonato se consigue la saturación del recipiente a 1.000 K.  
**Solución:** 0,273 g de CaO.
- 10.48.** La constante de equilibrio para la reacción  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$  es  $K_p = 1,65$ . Si en el equilibrio la presión total es de 5 atm, calcular el porcentaje de disociación del dióxido de carbono.  
**Solución:** 27,6%.
- 10.49.** A  $250^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión total, el 80% de pentacloruro de fósforo está disociado en cloro y tricloruro de fósforo. a) Calcular  $K_p$  a dicha temperatura. b) Si la presión total es 3 atm, a esa misma temperatura, ¿cuál es el porcentaje de pentacloruro de fósforo disociado?  
**Solución:** a)  $K_p = 1,77$ ; b) 60%.
- 10.50.** En un matraz de 2 litros se introducen 12 g de pentacloruro de fósforo y se calienta hasta  $250^\circ\text{C}$ . Al establecerse el equilibrio de disociación, a esta temperatura, resulta una presión total de la mezcla de 2,08 atm. a) ¿Cuánto vale el grado de disociación en las condiciones señaladas? b) ¿Cuál es el valor de  $K_p$  a  $250^\circ\text{C}$ ?  
**Solución:** a)  $\alpha = 0,702$ ; b)  $K_p = 2,01$ .
- 10.51.** A  $1.000^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión total, el metano se disocia en hidrógeno y carbono en un 24,8%. Calcular: a)  $K_p$ , b)  $K_c$ . c) El tanto por ciento de metano disociado a  $1.000^\circ\text{C}$  y 0,2 atm de presión total. d) El tanto por ciento de metano disociado, si se introducen 16 g de metano, a  $1.000^\circ\text{C}$ , en un recipiente de 20 litros.  
**Solución:** a)  $K_p = 0,261$ ; b)  $K_c = 2,5 \cdot 10^{-3}$ ; c) 50%; d) 10%.
- 10.52.** A  $1.000^\circ\text{C}$  la constante de equilibrio de la reacción  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$  es  $K_p = 1,65$ . Si, en el equilibrio, la presión total es de 5 atm, hallar el porcentaje de disociación del dióxido de carbono.  
**Solución:** 27,6%.
- 10.53.** El pentacloruro de fósforo se disocia en un 80%, a  $300^\circ\text{C}$ , según la ecuación  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . a) ¿Cuál es el valor de  $K_p$ , si la presión total es de 1,5 atm? b) ¿Cuál es la densidad de la mezcla en equilibrio a dicha temperatura?  
**Solución:** a) 2,66 atm; b) 3,6 g/l.
- 10.54.** En un recipiente de 10 litros se introducen 1 mol de nitrógeno y 2 moles de hidrógeno, y se calientan hasta  $618^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio, se obtiene una mezcla que ejerce una presión total de 9,48 atm. a) ¿Cuál es la composición de la mezcla en el equilibrio? b) Calcular  $K_c$ ,  $K_p$  y  $K_x$ .  
**Solución:** a)  $n_{\text{N}_2} = 0,43$  moles;  
 $n_{\text{H}_2} = 0,29$  moles;  
 $n_{\text{NH}_3} = 1,14$  moles.  
b)  $K_c = 12,392$ ;  $K_p = 4,82$ ;  
 $K_x = 428,71$ .
- 10.55.** Hallar los valores de  $K_p$  y  $K_c$ , a  $298^\circ\text{C}$ , para el equilibrio  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , sabiendo que la variación de energía libre estándar es 9.200 calorías.  
**Solución:**  $K_p = 1,79 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_c = 7 \cdot 10^{-9}$ .
- 10.56.** A 308 K y una presión total de 1 atm, la fracción molar de dióxido de nitrógeno en equilibrio con  $\text{N}_2\text{O}_4$  es 0,39. Calcular: a) El valor de  $K_p$ ; b) La variación de entalpía libre estándar para la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ .  
**Solución:** a)  $K_p = 0,25$ ; b)  $\Delta G^\circ = 3.542 \text{ J}$ .

10.57. A la temperatura de 300 K y presión de total de 1 atm, el  $N_2O_4$  está disociado en un 20%. a) Calcular  $K_p$ , a la temperatura dada. b) ¿Cuánto vale la variación de entalpía libre normal a la temperatura dada?

Solución: a)  $K_p = 0,16$ ; b)  $\Delta G^\circ = 4.461$  J.

10.58. La energía libre normal de formación del óxido de plata vale  $-10,032$  kJ/mol. ¿Cuál es la presión de disociación del  $Ag_2O$  a 298 K?

Solución:  $p_{O_2} = 57,71$  atm.

10.59. Las constantes,  $K_p$ , del equilibrio  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ , a 25 y 45 °C, valen, respectiva-

mente, 0,143 y 0,671. Calcular la variación de entalpía de la reacción.

Solución:  $\Delta H^\circ = 14.560$  cal/mol.

10.60. A 30 °C, la presión de descomposición del  $NaHCO_3$  es de 6,2 mm Hg y, a 70 °C, es de 120,4 mm Hg. Averiguar el calor de reacción.

Solución:  $\Delta H^\circ = 64$  kJ/mol.

10.61. La constante de equilibrio,  $K_p$ , de la reacción de disociación del  $PCl_5$  vale 0,0224 a 600 K y 33,3, a 760 K. ¿Cuál es el calor de reacción de disociación?

Solución:  $\Delta H^\circ = 173$  kJ/mol.