Auxiliar 8 CM1A1 Primavera 2007
26 de Octubre de 2007
Prof. Cátedra Teresa Velilla G.
Prof. Aux. Juan Pablo Elgueta J.

1. Considere el siguiente equilibrio a 700ºC:

$$2H_2(g) + S_2(g) \rightarrow 2H_2S(g)$$

Un análisis muestra que hay 2,5 moles de H_2, 1,35x10^{-5} moles de S_2 y 8,70 moles de H_2S contenidos en un matraz de 12 litros. Calcule la constante de equilibrio de la reacción (K_c).

2. El carbonato de amonio, $NH_4CO_2NH_2$, se descompone según la reacción:

$$NH_4CO_2NH_2(s) \rightarrow 2NH_3(g) + CO_2(g)$$

Comenzando únicamente con el sólido, se encuentra que a 40 ºC la presión total del gas (NH_3 y CO_2) es 0,363 atm. Calcule la constante de equilibrio, K_p.

3. Se determinaron las siguientes constantes de equilibrio para el ácido oxálico a 25ºC:

$$C_2H_2O_4(ac) \rightarrow H^+(ac) + C_2HO_4^-(ac) \qquad K_c' = 6{,}5 \times 10^{-2}$$
$$C_2HO_4^-(ac) \rightarrow H^+(ac) + C_2HO_4^{2-}(ac) \qquad K_c'' = 6{,}1 \times 10^{-5}$$

Calcule la constante de equilibrio de la siguiente reacción a la misma temperatura:

$$C_2H_2O_4(ac) \rightarrow 2H^+(ac) + C_2HO_4^{2-}(ac)$$

4. Una muestra de gas NO_2 puro se descompone a 1000 K:

$$2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$$

La constante de equilibrio K_p es 158. Un análisis muestra que la presión parcial de O_2 es 0,25 atm en el equilibrio. Determine la presión de NO y de NO_2 en la mezcla.

5. El bicarbonato de sodio (polvo de hornear) experimenta la siguiente descomposición térmica:

$$2NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

¿Se obtendría más CO_2 y H_2O al agregar más bicarbonato de sodio a la mezcla de reacción en:

a) un recipiente cerrado?
b) uno abierto?

6. ¿Qué efecto tiene el aumento de presión en cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio? La temperatura se mantiene constante y en cada caso, los reactivos están en un cilindro al que se le ajusta un émbolo móvil.

a) A(s) = 2B(s)
b) 2 A(l) = B(l)
c) A(s) = B(g)
d) A(g) = B(g)
e) A(g) = 2B(g)

Problema 6 propuesto. Entrega antes de comenzar el próximo ejercicio. (+0,2 en Ejercicio 4, si está bueno).